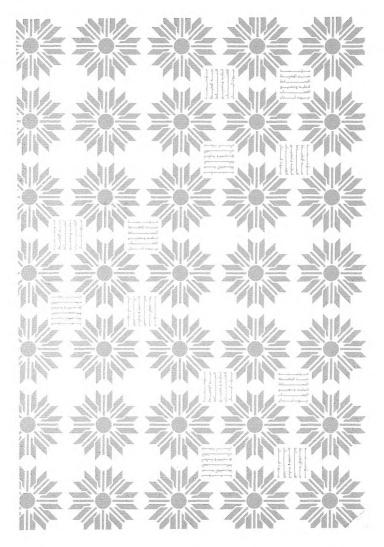
موسُوعة الكيمياء الشاملة

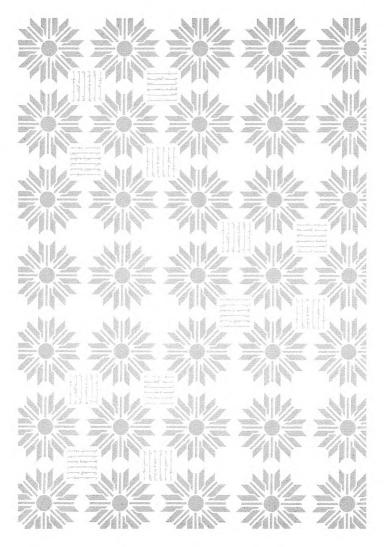
د. حسام خلیل

الجزء الثاني











موسوعة الكيمياء الشاملة الجزءالثاني

تأليف د. حسام خليل

الناشر

دار أسامة للنشر و التوزيع

الأردن- عمان

واتف: ۲۱۵۷۵۲۵- فاکس: ۲۱۵۷۸۵۲۵ – تلفاکس: ۲۱۵۷۵۲۷

س.ب:۱٤۱۷۸۱ حقوق الطبع محفوظة للناشر

A . . . 4



الكيمياء النووية

النشاط الإشعاعي والتفاعلات النووية

الكيمياء النووية:

هو فرع من فروع الكيمياء يختص بدراسة مكونات النواة والتفاعلات النووية داخلها والتغيرات التي تصاحب النواة والتغيرات في الطاقة المصاحبة لهذه التغيرات.

النوية:

هي أي دقيقة موجودة داخل النواة (أي تطلق على كل نيونزون وبرونون موجود في النواة).

النظائر:

هي ذرات نفس العنصر لها نفس العدد الذري (أي متشابهة في خواصها الكيميائسية) ولكنها تختلف في عدد الكتلة بسبب الاختلاف في عدد النيوترونات (n) (أي مختلفة في خواصها الفيزيائية).

فيعد اكتشاف النيوترون كأحد مكونات النواة وبعد معرفة أن كتلته تساوي كالله البروتون تقريباً، تبين للعلماء (بعد أن توافرت طريقة عملية دقيقة لتعيين الكتل الذرية للعناصر باستخدام مطياف الكتلة) سبب اختلاف كتل ذرات العنصر الواحد عدداً ثابتاً من البروتونات، ولكنها قد تختلف في عدد النيوترونات فيها حيث أن الفرق بين كتلة ذرة وكتلة ذرة أخرى من العنصر نفسه يساوي كتلة نيوترون واحد أو أكثر، فالكتلة الذرية لــ 17% من ذرات عنصر النحاس مثلاً هي 77,979 وحدة كتلة ذرية، والبقية (٣١) كتلته الذرية هي: ٦٤,٩٢٧٨ وحدة كتلة ذرية، وذرات العنصر الواحد التي تختلف عن بعضها في عدد النيوترونات في أنويتها ولا تختلف في عددها الذري سميت نظائر ذلك العنصر، فنظائر عنصر الكلور مثلاً هي:

35Cl المروتوناً و ۲۰ نيوتروناً ، و ³⁷Cl المروتوناً و ۱۸ نيوتروناً.

ولتمييز النظائر من بعضها بالرموز يسجل مع رمز العنصر العدد الذري والعدد الكتلي على النحو الآتي:

نظائر النحاس: 65 Cu نظائر النحاس: 63 Cu

إذ يمثل الرقم ٢٩ عدد البروتونات (وعند الإلكترونات أيضاً)، ويمثل كل من الرقمين ٦٣ و ٢٥ العدد الكتلي، وهو مجموع أعداد البروتونات ويساوي هذا المجموع الكتلة الذرية مقربة إلى عدد صحيح، وللاختصار يكتفى أحياناً بتسجيل العدد الكتلي عند التحدث عن نظائر عنصر معين فمثلاً $(^{12}C)^{13}C^{13}$ تمثل نظائر الكريون، $(^{14}C)^{14}C^{13}C^{13}$ تمثل نظائر الهيدروجين.

تفسير ظهور الأوزان الذرية للعناصر بكسور (أعداد غير صحيحة):

في التفاعلات الكيميائية الاعتبادية نكتفي باستعمال عدد الكتلة للعنصر مجرداً من الكسور وذلك لأن مثل هذه التفاعلات لا تتضمن تغيراً في تركيب السواة، أمسا في التفاعلات النووية ونظراً لأن التغير يمتد إلى النواة وأن هذه التفاعلات تتضمن تحول المادة إلى طاقة يجب حسابها بأعلى دقة ممكنة لغرض السيطرة على التفاعلات النووية، لذا يجب أن لا تهمل الكسور الناتجة عن وجود السنظائر في حساب السوزن الذري المضبوط للعنصر، وهذا يعني ضرورة استعمال الوزن الذري المضبوط للعنصر، وهذا يعني ضرورة استعمال الوزن الذري المضبوط للعنصر بالتفاعلات النووية.

الوزن الذري المضبوط للعنصر =

كتلة النظير الأول × وفرته النسبية+ كتلة النظير الثاني× وفرته النسبية+

ويمكن حساب معدل الكتلة الذرية للنحاس مثلاً كالآتي:

الكتلة الذرية للنظير الأول × النسبة المنوية لوجوده +

الكتلة الذرية للنظير الثاني × النسبة المنوية لوجوده

وتختلف نسب وجود النظائر للعنصر الواحد في الطبيعة.

الوفرة الطبيعية النسبية للنظير:

هـــي نسبة مقدار ما موجود من ذلك النظير إلى ما موجود من العنصر في كوكب الأرض. وهناك عناصر مثل الصوديوم والفسفور تكون الوفرة النسبية ١٠٠ لعدم وجود نظائر لها.

النويدة:

هــي نواة النظير الواحد للعنصر، وتكون نويدات النظير الواحد متساوية بأعداد كتلها، أما نويدات العنصر الواحد فتختلف في أعداد كتلها.

أمثلة عن النظائر في الطبيعة:

 $_{1}^{3}H$ $_{1}^{2}H$ $_{1}^{1}H$ الهيدروجين $_{1}^{3}H$

160 18 0 17 0 × - الأوكسجين 16 8 8 0 × - الأوكسجين

 $^{235}_{92}U$ $^{238}_{92}U$ $^{234}_{92}U$ نظائر نظائر $^{-7}$

ويسمى النظير بعد كتلته فنقول مثلاً يورانيوم ٢٣٨.

الوزن الذري للعنصر:

هـ و الوسط الحسابي الموزون لكل نظائره (وذلك لوجود الكثير من العليعية على هيئة خليط لنظائرها الطبيعية).

كتلة النظير: تحسب بوحدة وحدة كتلة ذرية (وكذ) = ١,٦٦ × ١٠٠٠ غم. مثال:

من المعلومات التالية احسب الوزن الذري المضبوط للهيدروجين.

Appell F. Edit.	4305 4305 5050 0 0 00000		JUNE 1
%99,910	1,٧٨	1H	الهيدروجين (اعتيادي)
% . , . £ £	4151	$^{2}_{1}D$	الهيدروجين الثقيل (الديتريوم)
% . , . 1	۲,۹۱٦٠	³ ₁ T	الهيدروجين المشبع (التريتوم)

الوزن الذرى المضبوط =

۱,۰۰۸=

(ک ۱,۰۰

طاقة الارتباط النووية:

هـي الطاقـة الضـرورية للتغلب على التنافر بين البروتونات الموجبة وللمحافظـة علـى الـنويات سوية داخل النواة ضمن حجمها الصغير جداً جدا. ويمكن حساب مقدار طاقة الارتباط النووية من معادلة أينشتاين:

إن مقدار الطاقة التي تكافئ وحدة الكتلة الذرية (وكذ) = ٩,٣١ × ^ ^ أ الكترون فولت.

إلكترون فولت:

وحــدة الطاقــة المســتعملة في العلوم النووية وهي الطاقة التي يكتمبها الكترون واحد عند اجتيازه مجالاً كهربائياً فرق جهده فولت واحد.

توضيح: إن الحسابات السنظرية لكتلة ذرة نظير مستقر لا تساوي الحسابات العملية، أو أن الحسابات العملية أقل دائماً من الحسابات النظرية لكتلة ذرة النظير



وهذا يعني وجود فرق في الكتلة وهي ما يسمى بالكتلة المفقودة، والكتلة المفقودة تحولت إلى طاقة هي ما نسميها بطاقة الارتباط النووية.

مثال:

الكتلة المفقودة لـ (٠٠٠ تنوية) - الحساب النظري - الحساب العملي (لكتلة الذرة) = -0.77 و كذ

إن مــا يكافئ (١ وكذ) من الطاقة هو ٩,٣١ × ١٠ ^ الكتون فولت ٩,٠٠٨٤ . وكذ وكذ عند / بوية × ٩,٣١ × ١٠٠ الكترون فولت س = ١,٠٠٨٤ وكذ / بوية × ٩,٣١ × ١٠٠ الكترون فولت س = ١٥كذ

س = ٧,٩ × ١٠ ال إلكترون فولت / نوية وهي طاقة الارتباط النووية لكل نوية. ملاحظة: تزداد طاقة الارتباط النووية لكل نوية عنصر خفيف بازدياد عدد الكتلة (للعناصر الخفيفة) أما العناصر الأثقل من الأوكسجين فتكون القيمة متقاربة (٨٠٠٠ وكذ) لأغلب النويدات.

أما الحديد فيمتلك الحد الأقصى لطاقة الارتباط (> ٠٠٠٠) ثم تقل طاقة الارتباط بزيادة عدد الكتلة كما لليورانيوم.

النشاط الإشعاعي:

هــو الــتحول التلقائي لنويدات النظائر غير المستقرة إلى نويدات نظائر جديدة مستقرة مع انبعاث إشعاعات مختلفة ذات طالقة عالية.



النظائر المستقرة:

هي النظائر التي تكون نويداتها ثابتة.

النظائر غير المستقرة:

هي النظائر التي تكون نويداتها غير ثابتة (أي ذات نشاط بشعاعي). وهناك ثلاثة أنواع من الإشعاعات:

١- أشعة ألفا (α):

هــي دقــانق موجــبة الشــدنة وكل دقيقة منها عبارة عن نواة النظير (هلـــيوم 2) المــتكونة من بروتونين ونيوترونين، أي أن شحنة دقيقة ألفا تساوي شــحنتين موجبتيــن 2 4 ، وكتلتها تساوي أربع وحداث كتلة ذرية تقريباً (حددها الكتلى 2).

- ۲ أشعة بيتا

هي سيل من الإلكترونات سالبة الشحنة ويرمز لها e^0_- تتبعث من داخل النويدة حيث العدد الكتلي للإلكترون قيمة مهملة $= (-u\dot{\epsilon})$ لأن كتلته مقارنة بكتلة السنويات (n. P) مسغيرة جداً يمكن اعتبارها صغراً العدد الذري (-1) أي أن شحنتها -1 (وحدة شحنة سالبة).

٣- أشعة غاما (٧):

أشــعة كهرومغناطيسية عنيمة الشحنة شبيهة بموجات الضوء وبطول موجة قصير جداً وطاقة عالية. وعند إمرار أشعة $eta \cdot eta \cdot eta \cdot eta$ في مجال كهربائي فإن:

١- أشـعة ألفا α تتحرف مقتربة من اللوح السالب (الأنها موجبة الشحنة)
 وكتلتها كبيرة.

 ٢- أشعة بيتا βتتحرف انحرافاً كبيراً من اللوح الموجب (الأنها سالبة الشحنة) كتائها صغيرة.

٣- أشعة غاما ٧ لا تتحرف في المجال الكهربائي (لأنها عديمة الشحنة).

التفاعلات النووية:

يتعلق النفاعل الكيميائي بالكترونات الذرة أي إن نواة العنصر لا تمس في أثناء التفاعل الكيميائي، أما إذا حدثت تغيرات في النواة (زيادة أو نقصان في عدد البروتونات أو النيوترونات) أدت إلى تحولها من نويدة إلى أخرى فأن هذا التغير يدعى تفاعل نووي.

أنواع التفاعلات النووية:

١ - التحلل النووي التلقائي (النشاط الإشعاعي الطبيعي)

وفيه تتحول النواة (الأم) نتيجة لنشاطها الإشعاعي إلى (نواة) وليدة أخف قليلاً وأثبت كثيراً من النواة الأم، ويصاحب ذلك انبعاث أشعة ألفا α أو بيتا β أو غاما γ ، بمعنى أن الانحلال الإشعاعي هو تحول نويدات غير مستقرة إلى نويدات مستقرة بطاقة أوطأ، وأن الإشعاع المنبعث يحمل الطاقة العائضة.

ومن العناصر الأولى التي اكتشفت فيها ظاهرة النشاط الإشعاعي عنصر اليورانيوم ($^{23}_{92}U$)، فقد لاحظ العلماء أنه يشع جسيمات ألفا ويقود هذا الإشعاع إلى تكوين عنصر مشع آخر هو الثوريوم ($^{23}_{91}Th$) الذي بدوره يطلق إشعاع بينا مع إشعاع غاما ويتحول إلى عنصر البروتاكتينيوم ($^{234}_{91}Pa$) وهكذا تتواصل التحولات إلى أن ينتج عنصر الرصاص ($^{205}_{82}Pb$) غير المشع الذي تكون أنوية ذراته مستقرة.

العادلات النووية:

تمثل التفاعلات النووية بمعادلات نووية موزونة مشابهة للمعادلات تسمى المعادلات النووية، ويراعى في موازنتها تساوي الشحنات وتساوي الأعداد الكتلية في طرفي المعادلة ومثال ذلك:

$$^{238}U \longrightarrow ^{234}Th + {}_{2}^{4}He$$

موسوعة الكيمياء الشاملة

$^{234}_{90}Th \longrightarrow ^{0}_{1}e ^{234}_{91}Pa +$

ففي المعادلة الأولى عدد وحدات الكتلة (العدد الكتلي) في الطرف الأيسر (77) يساوي العدد الكتلي في الطرف الأيمن (77) يساوي العدد الكتلي في الطرف الأيسر (77) وحدة) يساوي مجموع شحنات الأنوية الناتجة في الطرف الأيمن (77).

وفي المعادلة الثانية يوازن الطرف الأيسر (٢٣٤ وحدة كتلة، ٩٠ وحدة شحنة موجبة). الطرف الأيمن (٠٠ ٤ ٣٠ وحدة كتلة، ١٠ وحدة شحنة موجبة). وفي المعادلة الذووية يجب ملاحظة ما يلي:

١ - مجموع أعداد الكتل على جانبي المعادلة يكون متساوياً.

٢- مجموع الأعداد الذرية على جانبي المعادلة يكون متساوياً.

٣- تكتب الجسيمات القاصفة (في جهة اليسار) من المعادلة (المتفاعلات) والجسيمات المنبعثة (الناتجة) تكتب في جهة اليمين من المعادلة.

٤- المجموع الجبري للشحنات قبل التفاعل = المجموع الجبري للشحنات بعد التفاعل.

الجسيمات القاصفة أو الناتجة (مفاتيح المعادلات النووية):

الكترون ⁰ e
$^{1}_{0}$ النيونزون
برون <i>ون P</i> ا
$^{1}_{1}H$ هيدروجين اعتيادي
$^2_1 H$ دیتریوم
3H تریتیوم

$\binom{4}{2}He$	lpha الفا
$\binom{0}{-1}e$	etaبيتا
(°7)	تحاما ك

أمـــا العناصر المعروفة الأخرى فنعوض عنها برموزها الاعتيادية وعند التعويض عن رمز عنصر مجهول نرمز له $\frac{\Lambda}{2}X$

التفاعل النووي غير التلقائي:

هـو التفاعل الذي يحصل عند قنف النواة بنيوترون أو بنواة أخرى فبعد أن عرف العلماء الجسيمات التي تنتج من أنوية عناصر غير مستقرة كجسيمات ألفا وبيتا والبروتونات والنيوترونات استخدموها قذائف تسلط على أنوية ذرات مستقرة فـتحولها إلى أنوية غير مستقرة، فتتحلل الأنوية وتعطي أشعة نووية وذرات جديدة، فكأن القذيفة تتدمج مع النواة المقذوفة وتحولها إلى نواة مشعة.

ومن أمثلة هذا النوع من التفاعلات تلك التي استخدمها شادويك لاكتشاف النيوترون ودراسة خصائصه، فقد قام بقنف ذرات البيريليوم بجسيمات ألفا، ونتج من ذلك نيوترونات ذات طاقة عالية وقدرة كبيرة على اختراق الأجسام:

وقصف نويدة نظير الكلور ٣٥ بنيوترون n'. فتتكون نويدة الهيدروجين

 $^{35}_{16}$ کبریت ک $^{35}_{16}$ (پروتون) ونویدهٔ کبریت 35

$$_{0}^{1}n + _{17}^{35}Cl$$
 الله المرون الكام المرون الكام الكام

وقد تمكن العلماء من استخدام هذا النوع من التفاعلات النووية لتحضير عناصر ثقيلة من عناصر أخف منها وخاصة تحضير نظائر جديدة معروفة، $^{\text{VAI}}$ مته تم تحويله إلى نظير المفسفور ^{3}P .

$$^{30}_{15}P + ^{1}_{0}n \longrightarrow ^{4}_{2}He + ^{27}_{13}Al$$

وقد أعلى مؤخراً عن التتاج عنصرين جديدين عن طريق الاندماج السنووي لذرتين، حيث تمكن فريق من العلماء الألمان من اكتشاف ثلاث ذرات من عنصر عدد الذري ^{208}Pb بذرات من عنصر عدد ^{208}Ni المدة يومين.

$$^{208}_{82}Pb + ^{62}_{28}Ni \longrightarrow ^{269}_{110} (269) + ^{1}_{0}n$$

كما اكتشف الفريق ذاته ثلاث نرات من عنصر آخر جديد عده الذري ^{209}Bi عندما قدف عنصر البزموث ^{209}Bi بذرات من نظير النيكل ^{209}Bi لعدة أياء.

$$^{209}_{83}Bi + ^{62}_{28}Ni \longrightarrow ^{272}_{111}$$
 (عنصر جدید) + $^{1}_{0}n$

ألا أن ذرات العنصرين كانت غير مستقرة وتحللت إلى ذرات أخرى بإطلاق أشعة ألفا.

الانحلال الإشعاعي:

أنواع الاشعاعات التي تصاحب مختلف أنواع التحولات النووية:

١ - انبعاث أشعة (β) انبعاث إلكترونات:

فــــي التحلل التلقائي الباعث لأشعة (β) يتحول أحد نيوترونات النواة إلى بروتون والكترون:

$$_{0}^{1}n \longrightarrow _{-1}^{0}e + _{1}^{1}P$$

ويصاحب هذا التحول طاقة سببها النقص الحاصل في الكتلة نتيجة التفاعل.

مثال:

التحول النووي للنظير كربون 14 ما التحول النووي للنظير كربون
$$^{14}C$$
 \longrightarrow $^{0}_{-1}e$ ^{17}N

إن انبعاث أشعة بيتا السالبة يؤدي إلى زيادة العدد الذري بمقدار واحد ويبقى عدد الكتلة ثابت (تتحول نواة الكربون والكتروناتها (٦) إلى أيون النتروجين الموجب ويحتوي على سنة الكترونات أما الإلكترون السابع فيظهر على هيئة دقيقة أشعة بيتا السالبة).

٢ - انبعاث أشعة ألقا (α):

تنبعث من النويدات ذات عدد كتلة أكبر من ٢٠٠ وعددها الذري > ٧٩ ويصاحبه طاقة عالية.

$$^{222}_{86}Rn \longrightarrow ^{4}_{2}He + ^{218}_{84}Po$$

حيث يكون العدد الذري للنويدة الناتجة أقل من العدد الذري للنويدة المتفاعلة بوحدتين وينقص عدد الكتلة أربع وحدات.

٣-اتبعاث أشعة غاما (٧):

تنبعث هذه الأشعة من معظم النويدات التي تنحل بأشعة ألفا. '

$$^{238}U \longrightarrow {}^{0}\gamma + {}^{4}_{2}He + {}^{234}_{90}Th$$

الخلاصة:

التغيرات الحاصلة في العنصر المشع عند انبعاث أشعة lpha ، eta : eta العنصر أن العنصر المشع هو X ، العدد الذري Z، وعدد الكتلة A، والعنصر الناتج Y عندما يكون الانحلال الإشعاعي للعنصر X).

١- مصحوب بانبعاث أشعة ألفا (التحول إلى عنصر جديد):

$$_{z}^{A}X \longrightarrow (\alpha)_{2}^{4}He + _{z-2}^{A-4}Y$$

٢-عندما يكون مصحوباً بانبعاث أشعة بيتا (التحول إلى عنصر جديد):

$$_{z}^{A}X \longrightarrow (\beta)_{-1}^{0}e + _{z-1}^{A}Y$$

٣- انسبعاث أشعة غاما يبقى العنصر نفسه، أي أن العنصر Y هو نفسه
 العنصر X ولكن يختلف عنه بمقدار الطاقة.

$$\chi^{\Lambda}_z + \chi^0_0 \leftarrow X^{\Lambda}_z Y$$

وعند لنبعاث أشعة بيتا فإن النويدة الناتجة عددها الذري أكبر من النويدة المتطلة وعدد الكتلة للنويدة الناتجة مساوية إلى عدد الكتلة للنويدة المتحللة لأن
$$_{0}^{1}n \longrightarrow _{-1}^{0}e + _{1}^{1}P$$

فالبروتون الناتج يضاف إلى العدد الذري بحيث يزداد بمقدار واحد.

سرعة الانحلال:

معدل سرعة التفاعل أو معدل التفاعل أو الانحلال (عدد النويدات المتفاعلة) في وحدة الزمن يتناسب مع عدد النويدات المتبقية.

عمر النصف: هو الزمن اللازم لاستهلاك نصف ما موجود أصلاً من نويدات المادة المشعة، وهو ثابت فيزيائي مميز لكل نويدة مشعة أي مقدار ثابت لا يعتمد على عدد النويدات.

أوان عمر النصف: الفرة الزمنية التي تخسر خلالها المادة المشعة نصف نشاطها الإشعاعي أو الفترة الزمنية التي تتحلل بها نصف مقدار المادة المشعة.

ويــنراوح عمــر النصــف للنويدات المشعة بين لجزاء الثانية وملايين السنين، مثل:

4
 المندة. 4 المندة. 4

ويمكن حساب عمر النصف لأي نويدة بتطبيق العلاقة الرياضية التالية:

مثال:

احسب عمر النصف نظير الكاربون $^{14}_{6}$ إذا علمت أن ١٦ ملغم منه يتحول إلى مودره (0 منة منه يتحول الم

	YYX	منت الزمن الكلي	alian et al.
منه ٥٥٧,=	0+	الزمن الكلي والتحولات	عمر النصف الأول

١٦ ملغم	صقر	ن
٨	esy.	01
£	1115.	۲ن
۲	1771.	۲ ن
١	4444	ئ ن

الاستقرار النووى:

تصنف النويدات إلى صنفين هما:

 أ- السنويدات المشبعة: وهي النويدات التي تكون غير مستقرة وتتحل ذاتياً وبصورة تلقائية.

ب- السنويدات المستقرة: وهي النويدات التي لا تنبعث منها إشعاعات نووية
 بصورة تلقائية.

وأن الغالبية العظمى من النويدات المستقرة تتكون من عدد زوجي من السبروتونات أو النسيوترونات أو من كليهما حيث وجودها على هيئة أرواج في النواة يجعل البنية للنواة أشبه بالبنية الإلكترونية للذرة، وأن وجود مجاميع معينة من النويات بهيئة أزواج في حالة حركة مغايرة لبعضها البعض يؤدي إلى زيادة التجاذب بينها والوصول إلى حالة أكثر استقراراً.

وقد وجد بأن النويدات تكون مستقرة وتوجد بوفرة عالية في الطبيعة إذا كان العدد الذري أو عدد الكتلة يساوي الأرقام (٢، ٨، ٢٠ ، ٢٨ ، ٥٠ ، ٨٠ ، ٢٢٦)، كما وجد بأن عدد النيوترونات في النويدة المستقرة (عدا الهيدروجين والها وجد دائماً أكبر من عدد البروتونات فيها، وهذه الزيادة في عدد

النسيوترونات عسن عسد السبروتونات تقسود السي زيادة استقرار النويدة لأن النسيوترونات تعمسل علسي ربط النويات ببعضها وللتغلب على تتافر الشحنات الموجبة للبروتونات.

الانشطار النووي:

هو تفاعل يحدث نتيجة ارتطام نيوترونات بطيئة بنواة تقيلة (نظير له عند كتلة كبير)، ويؤدي إلى تكوين نواتين لعنصرين من وسط الجدول الدوري وانطلاق عدد من النيوترونات.

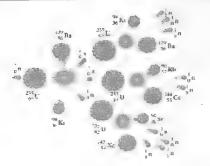
وقد شاع استخدام قذائف النبوترونات الناتجة من بعض التفاعلات السنووية بسبب قدرتها على اختراق الأجسام، فهي جسيمات غير مشحونة ولا تستأثر بشحنة النواة أو الإلكترونات، مما يسهل وصولها إلى النواة، ويمكن أن تتدمج فيها مما يؤدي إلى عدم استقرارها وبالتالي انشطارها.

قام العلماء بتسليط نيوترونات على أنوية ذرات نظير اليورانيوم $V_{\gamma\gamma}^{\circ\gamma}$ واكتشفوا أن ذرة اليورانيوم تتشطر إلى جزأين وينتج من ذلك ثلاثة نيوترونات وكمية هائلة من الطاقة كما في المعادلة النووية الآتية:

التفاعل المتسلسل المتشعب:

هو سلسلة من التفاعلات الانشطارية النووية المصحوبة بطاقة متزايدة مع كل خطوة انشطارية والذي يتضاعف من خطوة إلى أخرى، وفي المثال أعلاه فان كل من النيوترونات الثلاثة التي تنتج قادر على أن يكرر التفاعل نفسه مع ذرة يورانيوم أخرى منتجاً طاقة كبيرة وثلاثة نيوترونات جديدة يعمل كل منها على تكررا التفاعل، وهذا ما يعرف بالتفاعل المتسلسل الذي يؤدي إلى أعداد هائلة من الانشطارات.





ونتنج طاقة منزايدة بشكل سريع جداً نتجاوز كل النصورات في وقت قصير، وإن نزك النفاعل بدون سيطرة سيؤدي إلى انفجار هاتل كما في القنبلة الذرية.

وقـــد استرعى هذا الاكتشاف اهتمام العسكريين في أثناء الحرب العالمية الثانية فجندوا جهود العلماء لصنع القنبلة الذرية.

وبعد أن اكتشفت آثار التفجيرات النووية اتجهت الجهود إلى تطوير طرق للتحكم في سرعة تفاعل الانشطار النووي وذلك للسيطرة على الطاقة الناتجة واستخدامها في خدمة الإنسان.

ويحدث تضاعف التفاعل المتسلسل المتشعب عند وجود (كتلة حرجة) للمادة والتي تعرف بأنها (أصغر مقدار من كتلة المادة الانشطارية الواجب توفرها للمدافظة على نقدم التفاعل)، وبدون هذا المقدار فإن النيوترونات الناتجة ستهرب بدون أن تسبب انشطاراً لأن الكتلة الصغيرة لا تنتج عدداً كافياً من النيوترونات.

المفاعلات النووية:

هي أجهزة خاصة يتم السيطرة فيها على التفاعل الانشطاري حيث تسمح

هذه المفاعلات للتفاعل النووي بالاستمرار دون أن يقود إلى انفجار، ويتم ذلك عن طريق:

- تقليل سرعة النيوترونات الثانوية باستخدام مواد مهدئة كالكرافيت أو
 الماء الثقيل.
- التحكم في عدد النيوترونات الثانوية باستخدام مواد تمتص النيوترونات
 الزائدة مثل الكاديميوم والبورون والتي تسمى مواد منظمة.
- الـتحكم فـي درجات الحرارة الناتجة باستخدام مواد مبردة مثل الماء وغاز CO2 تحت ضغط عال.

وتصنف المفاعلات النووية حسب نوع المادة المهدنة إلى:

أ- المفاعل ذي المهدئ الكرافيتي.

ب- المفاعل ذي الماء الثقيل.

ويتركب المفاعل ذي المهدئ الكرافيتي من:

١- قلب المفاعل:

يتكون من الكرافيت النقي الذي يقوم بخفض سرعة النيوترونات المنبعثة من التفاعل لكي يتم التقاطها من قبل نويدات النظير الانشطاري بسهولة.

٧- الوقود النووي:

ويتكون من يورانيوم طبيعي ٢٣٨ المطعم بـــ ٧٠،٧% باليورانيوم ٢٣٥. وهو النظير الانشطاري.

٣- المواد المنظمة:

تستكون مسن قضبان من الكاديميوم أو البورون لها القابلية الكبيرة على المتصاص النيوترونات السيطرة على التفاعل، حيث يتم التحكم بسيل النيوترونات بحيث يحافظ عليه بالمقدار اللازم لاستمرار التفاعل الانشطاري دون حصول تسخين شديد للمواد المصنع منها المفاعل.

٤- مواد ميردة:

مثل منصم الصوديوم أو الماء تحت ضغط عال.

٥- السياج الواقي:

ي تكون من طبقة سميكة من الرصاص (ربع متر) يحيط بها جدار من الخرسانة المسلحة (بسمك ٣ م) لسلامة العاملين من خطر الإشعاع.

ويستم إيقاف المفاعل بإدخال قضبان السيطرة إلى قلب المفاعل بحيث ينخفض السيل النيوتروني إلى المستوى الذي يتوقف عنده التفاعل.

استخدامات المفاعلات النووية:

١- توليد الطاقة الكهربائية.

٢ - إنتاج النظائر المشعة.

٣- إزالة ملوحة مياه البحر.

٤ - إنتاج البلوتونيوم المستخدم في صناعة القنبلة الذرية.

ه-فحص واختبار المواد في مجال الطب والزراعة والصناعة.

الاندماج النووي:

هو تفاعل نووي ناتج عن اندماج النوى الخفيفة بعضمها مع البعض الأخر في درجات حرارة عالمية تزيد على مليون درجة مئوية.

ويشمل هذا التفاعل اندماج نواتين خفيفتين لإنتاج نواة أكبر، ومثال ذلك الدماج ذرات نظائر الهيدروجين لإعطاء ذرات هليوم وكمية هائلة من الطاقة، ويعاد أن مثل هذا التفاعل هو المسؤول عن الطاقة المنبعثة من الشمس وباقي النجوم بشكل مستمر إذ تشير الدراسات إلى أن الشمس تتكون بشكل رئيسي من الهيدروجيان والها يوم ووجود درجات الحرارة العالية اللازمة لهذا الاندماج، ويمثل تفاعل اندماج الهيدروجين بالمعادلة النووية الاتية:

$$_{1}^{3}H + _{1}^{2}H \longrightarrow _{0}^{1}n + _{2}^{4}He + _{1}^{4}He$$

حيث يصحب عملية الاندماج انبعاث طاقة هائلة ولكن التفاعل لا يبدأ إلا إذا زود بطاقــة عالــية وذلك للتغلب على التنافر الشديد بين أنوية الذرات التي سستندمج، وتقــدر درجــة الحــرارة اللازمة لبدء الثفاعل بــ ٤٠ مليون درجة سلسيوس، ومثل هذه الحرارة لا يتوصل إليها إلا من تفاعل انشطار نووي، لذلك من الصعب السيطرة على الاندماج النووي أو استغلاله للأغراض السلمية لأن تفــاعل الاندمــاج يحتاج إلى تفاعل انشطار لكي يمكنه من الحدوث، وصعوبة الحصــول على درجات الحرارة العالية جداً اللازمة للاندماج وصعوبة السيطرة على الحرارة التي تتولد نتيجة هذا الاندماج.

طريقة قياس الإشعاع:

يتم الاستدلال أو الكشف على وجود النشاط الإشعاعي بعدة طرق:

۱- عداد کایکر:

هــو جهـاز كهربائــي حساس يشير إلى النشاط الإشعاعي الصادر من المواد المشعة حيث تسبب المادة المشعة تأين الغاز الموجود في الجزء الحساس من هذا الجهاز ويسبب التأين نبضات كهربائية تدير عداداً رقمياً أو تولد صوتاً متقطعاً يشير إلى النشاط الإشعاعي للمادة المشعة.

٢- قلم باج:

هــو عــبارة عــن شــريحة من البلاستك مغطاة بمادة بروميد الفضة ومحفوظة في علبة خاصة، حيث تعلق في المكان الذي يوجد فيه نشاط إشعاعي وتقاس كمية الإشعاع من شدة تأثر هذه الشريحة بالمواد المشعة.

كيف يتولد الإشعاع الذري النووي:

١- نتيجة انيقال النواة المتهيجة لعنصر مشع للى نواة لنفس العنصر وبمستوى
 طلقة أوطأ ليصبح لكثر استقراراً حيث نتبعث أشعة غاما أو أشعة نيوترونية.

موسوعة الكيمياء الشاملة

 ٢- نتـ بجة تحول نواة العنصر المشع إلى نواة عنصر جديد وبمستوى طاقة أوطأ مع انبعاث أشعة بيتا وألفا وغاما.

٣- نتيجة حدوث انشطار نووي تلقائي أو غير تلقائي (القنبلة الذرية).

٤- نتيجة حصول اندماج نووي (قنبلة هيدروجينية).

التغيرات التي يسببها الإشعاع:

١ - تأثير أشعة ألفا على الأوكسجين:

يــودي اصطدام أشعة ألفا بالأوكسجين إلى دخول الأوكسجين سلسلة من الـــتفاعلات حيث يفقد خاصيته الأساسية لإدامة الحياة بالإضافة إلى تكون غاز الأوزون (O3) الــذي يعتبر مادة مؤكسدة قوية تؤدي إلى أضرار خطيرة على الكائنات الحية.

$$\begin{array}{ccc}
Q_2 & \xrightarrow{\mathcal{L}^{\perp}} & O_2^* \\
Q_2 & + & O_2^* & \longrightarrow & O_1^* & Q_3^* \\
Q_1 & + & O & \longrightarrow & Q_3^*
\end{array}$$

٢- تأثير أشعة ألفا على غاز CO₂:

يؤدي اصطدام أشعة ألفا بـ CO2 إلى دخوله في سلسلة من التفاعلات تـودي إلى فقدانه ذرتي أوكسجين من جزيئتيه وتحوله إلى كربون مع تولد غاز CO (أحادي أوكسيد الكربون) السام.

$$CQ \longrightarrow O' + CQ$$

$$CQ \longrightarrow Q_2 + C$$

$$O' + O' \longrightarrow Q_3$$

٣- تأثير أشعة ألفا على الماء:

عند تعرض الماء لأشعة ألفا أو أشعة نيوترونية فإنه سوف يعاني سلسلة

من التفاعلات التي تؤدي إلى تكوين عدة نتائج من أهمها:

الحي. $H_2O_2 \cdot OH^{\bullet} \cdot H^{\bullet}$ المنائن الحي. $H_2O_2 \cdot OH^{\bullet} \cdot H^{\bullet}$

3- تأثير الإشعاع على هيموغلوبين الدم:

يســبب الإشعاع تأكمد أيون الحديدوز ويحوله إلى أيون الحديديك وهذا يجعل الدم عاجزاً عن نقل الأوكسجين وغاز ،CO2 مما يؤدي إلى توقف التبادل الغازي.

الظواهر التي ترافق انفجار القنبلة الذرية:

١- ظاهرة موجة العصف:

وهسي موجـة سريعة متغيرة الضغط تؤدي إلى حدوث تمدد كبير في الهواء وتغير مفاجئ في درجات الحرارة.

٧- ارتقاع درجة الحرارة:

نرتفع درجة الحرارة إلى عدة ملايين من الدرجات المئوية في أول ثانية ثم تتخفض إلى عدة ألاف من الدرجات.

٣- الضوء:

وتبلغ شدته (١٥٠) مرة بقدر أشعة ضوء الشمس.

الإشعاعات التي ترافق الانفجار النووي:

١ – أشعة ألفا.

٧- أشعة بيتا (مدياتها قصيرة).

٣- أشعة غاما (مداها ٦,٥ كيلومتر).

٤- الإشعاع المتأخر أو المتخلف الذي يتولد من تأثير درجات الحرارة العالية
 وتحفيزها لذرات العناصر المتولدة في منطقة الانفجار.

الجرعة الإشعاعية:

همي كمية الإشعاع القصوى التي يسمح للتعرض لها عبر فترة زمنية، وأهم وحداتها الراد والكراي.

تطبيقات واستخدامات للعناص المشعة:

تتجه استخدامات العناصر المشعة نحو ثلاثة مجالات رئيسة هي:

١- إنتاج الطاقة الحرارية:

بعد أن تمكن العلماء من التحكم بعدد النيوترونات الناتجة من الانشطار النووى أصبح بالإمكان التحكم بالتفاعل وبالطاقة الناتجة، وقد تم ذلك باستخدام قضبان مصنوعة من عنصر له القدرة على امتصاص النيوترونات كعنصر البورون، وتستخدم الطاقة الحرارية الناتجة في توليد الكهرباء وتقطير الماء وتسيير السفن.

٢ - المجال الطبي:

تصدر بعض العناصر المشعة مثل نظير الكوبالت 20°00 أشعة غاما (٧)، و هــ أمــ واج كهر و مغناطيسية ذات طاقة عالية جداً قادرة على اختر اق الأجسام، وتسبب تلف الأجسام الحية التي تصبيها، لذلك فإنها تستخدم في المجال الطبي للقضاء على الخلايا السرطانية، وهنالك مجالات طبية أخرى لاستخدام أشعة (٧) مثل التصبوير الدماغي.

ويسبب تعرض الأجسام السليمة لكميات كبيرة من أشعة غاما(٧) تشوهاً في الخلاب الحية ويصيبها بالسرطان، إذ تؤثر في جزيئات الأحماض النووية مثل: حامض (DNA) الموجودة في أنوية الخلايا.

٣- استعمال النظائر المشعة في تقدير الأعمار:

تتمييز النظائر المشعة بسهولة الكشف عنها واقتفاء أثرها لأنها تصدر إشعاعات يمكن التقاطها وتقدير كميتها بواسطة أجهزة سهلة الاستخدام مثل جهاز عداد كابكر، وقد استخدمت النظائر المشعة الطبيعية في تقدير الأعمار الطويلة للأشياء مثل:

أ- تقدير عمر الصدور:

تحــتوي بعـض الصخور في القشرة الأرضية على عنصر اليورانيوم (U²³⁸) وهــذا العنصــر يتحال ذاتياً حتى يعطى في النهاية عنصر الرصاص، ويســتغرق تحلل كمية معينة من هذا العنصر زمناً طويلاً، ويمكن استخدام نسبة اليورانــيوم إلى الرصاص مقياساً للفترة الزمنية التي مرت على تشكل الصخور المحــتوية على اليورانيوم حيث تكون نسبة الرصاص في اليورانيوم صفراً في بدايــة تشــكل الصــخور وبعــد مرور ما يقارب * × ١٠ أ سنة تكون نسبة الرصاص * * %، أي أن نصف كمية اليورانيوم التي كانت في البداية قد تحولت إلى الرصاص بعد مرور هذه الفترة الزمنية.

وبهذه الطريقة تمكن العلماء من حساب عمر أقدم صخور الكرة الأرضية ومقداره ٣,٩ ، ٣ ، سنة تقريباً.

ب- التاريخ الكربوني:

يستخدم لمعرفة عمر الأشياء التي كانت حية في يوم ما كالخشب والعظام وذلك بقياس نسبة نظير الكربون (C^{14}) المشع إلى نظير الكربون غير المشع وذلك الكربون يدخل إلى الكائنات الحية عن طريق ثاني أكسيد الكربون (C^{02}) السذي يبنسي مسنه النبات المواد الكربوهيدراتية التي يستهلكها الحيوان والإنسان).

وتكون نسبة الكربون المشع (C^{-14}) في ثاني أوكسيد الكربون الموجود في الجو إلى الكربون المشع (C^{-12}) مقداراً ثابتاً، ويتكون الكربون المشع (C^{-12}) مسن اصطدام نرات النيتروجين بالنيوترونات في الأشعة الكونية ولكنه يستطل مسرة ثانسية معطياً نيتروجين وأشعة بيتا (B)، وما دام الكاتن حياً فإن (C^{-14}) يدخل إلى جسمه ويخرج منه فتبقى نسبته ثابتة، وبمجرد موت الكاتن فإن

موسوعة الكيمياء الشاملة

(14 °C) لا يدخل إلى جسمه بل يبدأ ما موجود فيه بالتحلل بالإشعاع، وتتناقص كمية مصع الزمن ويستغرق هذا التحلل زمناً طويلاً إذ أن تحلل نصف الكمية الموجودة يستغرق مدة ٥٧٧٠ سنة، وهكذا يمكن تقدير الزمن الذي مضى على موت الكائن سواء أكان نباتاً أم حيواناً.



التوازن الأيوني

المواد الالكتروليتية:

هي المواد التي تكون منصهراتها أو محاليلها المائية موصلة للتيار الكهربائي بسبب تأينها (تفككها) كالمركبات الأيونية أو المركبات التساهمية المستقطية، مثل:

هي المواد التي تكون منصهراتها غير موصلة للنيار الكهربائي (بسبب عسد تأيسنها) ولكن محاليلها المائية تكون رديئة التوصيل للتيار الكهربائي لأن المساء الكتروليت ضعيف جداً، ورديء التوصيل للتيار الكهربائي كالمركبات التساهمية.

$$C_6H_{12}O_6 \longrightarrow C_6H_{12}O_{6(aq)}$$

أنواع الالكتروليات:

۱ – الالكترونات القوية (<--):

وهي الالكتروليتات جيدة التوصيل للنيار الكهربائي والتي يكاد أن يكون تأينها تاماً (نتأين بصورة كاملة). مثل:

$$NaOH_{(a)}$$
 > $Na^{+}_{(aq)} + OH^{-}_{(aq)}$ > $Na^{+}_{(aq)} + OH^{-}_{(aq)}$ > $NaOH_{(aq)} + OH^{-}_{(aq)}$

وهى الالكتروليتات ضعيفة التوصيل للتيار الكهربائي والتي يكون تأينها

غير تام (تتأين بصورة جزئية). مثل:

 $HF_{(g)} = H^{\dagger}_{(aq)} + F_{(aq)}$

الحوامض والقواعد:

حظيت الحوامض والقواعد منذ فترة طويلة بالاهتمام والدراسة، حيث شهد تاريخ الكيمياء تطوراً لنظرية الحامض والقاعدة.

وفي البداية لا بد لنا من التذكير بالصفات العامة للحوامض والقواعد:

الضفات العامة للقواحد	المعقات العامة للحرامض	
١- محاليلها المانية موصلة	١- محالياها المانية موصلة	
للتيار الكهربائي.	للتيار الكهربائي.	
٣- ذات طعم مُنّ وملمس	٢ - ذات طعم حامضي.	
إنز لاقي.	٣- تغيّر لون عباد الشمس إلى	
٣- تغير لون عباد الشمس إلى	اللون الأحمر.	
اللون الأزرق.	٤ - تتفاعل مع بعض الفلزات Zn	
	H_2 وينطلق غاز	
٥- تتفاعل الحوامض مع القواعد منتجة ملحاً وماءً.		

ويمكننا تقسير اختلاف شدة التوصيل الكهربائي لمحاليل حوامض مختلفة النوع، وتفسير اختلاف شدة التوصيل الكهربائي لمحاليل قواعد مختلفة النوع كالآتى:

كلما ازدادت شدة التوصيل الكهربائي لمحلول الحامض أو القاعدة فذلك يعني الازدياد في درجة التأتِن نذلك الحامض أو القاعدة، وكلما ازدادت درجة تأتِن الحامض أو القاعدة كلما ازدادت قوته.

الحوامض القوية:

1- حامض الهيدو كلوريك HCl

HBr حامض الهيدروبروميك - ۲

٣-حامض الهيدر ويوديك ٢

4-حامض النتريك HNO3

ه- حامض الكبريتيك H₂SO₄

٣- حامض فوق الكلوريك هاHCLO

٧-حامض فوق المنغنيك ٢٠-١٨ ΗΜηΟ

H2CrO4 الكروميك -A

القواعد القوية:

۱ - هيدروكسيد الصوديوم NaOH

Ca(OH)2 ميدروكسيد الكااسيوم - ۲

Ba(OH)₂ ميدروكسيد الباريوم -٣

١٤ هيدروكسيد البوتاسيوم
 ٢٥ هيدروكسيد البوتاسيوم

الأملاح كثيرة النوبان في الماء:

جميع أملاح الصوديوم والبوتاسيوم والأمونيوم كثيرة الذوبان في الماء علماً أن هناك أملاح أخرى كثيرة الذوبان مثل كلوريد الكالسيوم CaCl₂ ونترات الفضة .AgNO₃

الأملاح شحيحة الذوبان في الماء:

وهي الأملاح التي في محاليلها المشبعة يوجد توازن أيوني بين الأيونات والبلورات المترسبة والتي تكون في تماس مع بعضها، والتي سنعرضها لاحقاً في الفصول التالية مثل:

$$AgCl_{(s)} \rightleftharpoons Ag^{+}_{(aq)} + Cl^{-}_{(aq)}$$

الحوامض الضعيفة:

١-حامض الهيدر وفلوريك HF

۲- حامض الهيدر و سيانيد HCn

٣- حامض الخليك (الأستيبك) CH3COOH

HCOOH الفورميك +- حامض

٥-حامض البنزويك CoOH

۳-حامض النتروز وHNO

V-الفينول C6H5OH

القواعد الضعيفة:

١- الأمونيا ١

C5H5NH2 البريدين - ۲

۳- الاثلين C6H5NH2

٤-ميثل أمين (أمين ميثل) CH3NH2

٥-بنزيل أمين (أمين بنزيل) C7H9N أو C6H5CH2NH2

نظريات تفسير نظرية الحامض والقاعدة:

مما سبق نقول أن الحوامض والقواعد كثيرة، قد وُضعت لها عدة تعاريف منذ الأزمنة القديمة، وأهم المحاولات التي وُضعت لتعريف الحامض والقاعدة هي:

أولاً : مفهوم (نظرية) أرهينيوس.

ثَاثياً : مفهوم (نظرية) برونسند ـــ لوري.

ثالثاً : مفهوم (نظرية) لويس.

وسسنقوم بدراسة كل منها على حدة، لنرى التطور الذي طرأ على هذه

التعريفات تدريجياً.

نظرية أرهينيوس للحوامض والقواعد:

عرف أرهينيوس للحامض بأنه مركب إذا أذيب في الماء أعطى أيونات الهيدروجيسن 'HC في الماء نتتج أيونات الهيدروجيس HCl في الماء نتتج أيونات الكلوريد:

 $HCl_{(g)} \longrightarrow H^{+}_{(aq)} + Cl_{(aq)}$

ولكسي تعتسير المادة حامضاً وفق هذا التعريف لابد أن تحتوي محاليلها المائية على أبون الهيدروجين، ومن أمثلة أحماض أر هينيوس:

HCN, CH3COOH, H2SO4, HNO3

أمسا القاعدة حسب تعريف أرهينيوس فهي (مركب يعطي عند إذابته في الماء أبون الهيدروكسيد OH) مثل:

KOH → K+OH

ومن الأمثلة على قواعد أرهينيوس: Ba(OH)₂, KOH, NaOH أولو دققنا في الصيغ السابقة نلاحظ أنها تشترك في وجود المجموعة (OH) التي تنفصل على صدورة الأبون OH عند ذوبانها في الماء فمثلاً تتفكك القاعدة NaOH في الماء وفق المعادلة الآتية:

Na⁺ (aq) + OH- (aq) NaOH (s) NaOH (s) المحريف هامض أر هينوس: مركب إذا أذيب في الماء أعطى

أمثلة:

$$HClO_4 \longrightarrow H^+ + ClO_4$$
 (للبيركلوريك)
 $HCl \longrightarrow H^+ + Cl^-$ (الهيدروكلوريك)
 $HNO_3 \longrightarrow H^+ + NO_3^-$ (الكبريتيك)
 $H_2SO_4 \longrightarrow 2H^+ + SO_4^{-2}$ (الكبريتيك)



$$HCN \Rightarrow H^+ + CN^-$$
 (هيدروسيانيد) $CH_3COOH \Rightarrow H^+ + CH_3COO^-$ (الأهميتيك)

ملاحظة:

الحامض القوي يتأين كلياً بالماء أي أنه تفاعل غير عكسي (→) الحامض الضعيف يتأين جزئياً بالماء أي أنه تفاعل عكسي (⇒) تعريف قاعدة أر هينيوس: مركب إذا أذبب في الماء أعطى "OH.

أمثلة:

ملاحظة:

القاعدة القوية تتأين كليا في الماء أي أنه تفاعل غير عكسي (→)
القاعدة الضعيفة تتأين جزئياً في الماء أي أنه تفاعل عكسي (⇒)
إن تفاوت التوصيل الكهربائي لمحاليل الحوامض (أو القواعد) قد مكن أرهينيوس
من التمييز بين الحامض القوي الذي يتأين في الماء بدرجة كبيرة كحامض
النتربك:

 $HNO_{3 (aq)} \longrightarrow H^{+}_{(aq)} + NO_{3 (aq)}$ والحامض الضعيف الذي يتأين بدرجة قليلة في الماء كحامض الايثانويك (الأسيتيك):

 $CH_3COOH_{(aq)} \longrightarrow H^+_{(aq)} + CH_3COO_{(aq)}$ المتعادل: هو اختفاء الصفات الحامضية والقاعدية من المحلول عند تساوي تركيزي ^+H مع ^+OH اللذان يتحدان لتكوين الماء المتعادل وفق النفاعل التالمي:

موسوعة الكيمياء الشاملة

$H^{+}_{(aq)} + OH^{-}_{(aq)} \longrightarrow H_2O$

وقد أسهم تعريف أر هينيوس في تفسير الخواص الحامضية أو القاعدية لكثير من الحوامض والقواعد، نظراً لبساطته، ولأن الماء هو الوسط الذي تجري فيه معظم التفاعلات الكيميائية إلا أن بعض المشاهدات قد أبرزت قصوراً في هذا التعريف. أوجه القصور في تعريف أر هينيوس:

OH ` يتطلب تعريف أرهينيوس للقاعدة أن تتفكك في الماء لينتج أيون $Ca(OH)_2$, NaOH وهذا صحيح فيما يتعلق بمركبات مثل: NH_3 مثلاً، فهل يستطيع تعريف أمين المولد تسلك سلوك القواعد كالأمونيا NH_3 مثلاً، فهل يستطيع تعريف أرهينيوس تفسير الخواص القاعدية لمحلول غاز NH_3 في الماء؟ وهل تشير صيغة الأمونيا إلى وجود أيونات OH في تركيبها ؟

وبالنظر لاقتصار التعريف على المركبات في محاليلها المائية فإن غاز HCl لا يعتبر قاعدة ما لم يذابا في الماء HCl لا يعتبر قاعدة ما لم يذابا في الماء فهال يستطيع هذا التعريف تفسير التفاعل الذي يتم بينهما في وسط غير مائي (كالبنزين مثلاً)؟

فمن المعروف أن هائين المادئين نتفاعلان في الوسط المائي لتكوين ملح كلوريد الأمونيوم NH₄Cl ولكنهما بتفاعلان أيضاً في الوسط غير المائي وينتج الملح نفسه، ويمكن كتابة معادلة تأين HCl كما يلي:

$$HCl + H_2O \rightarrow H_3O^+ + Cl^-$$

نلاحظ أن HCl لا يتأيس الله H^+ ، وكذلك لا تعطي الأمونيا أيونات OH.

ومن الاعتراضات التي لقيتها نظرية أرهينيوس أنها عجزت عن تفسير ماضية أو قاعدية محاليل بعض الأملاح مثل NaF, CH₃COONa دامضية . KCN, Na₃PO₄



أيون الهيدرونيوم ⁺H₃O:

لقد عرتف أرهينيوس الحامض بأنه مادة تعطي أيونات الهيدروجين ⁺H عند إذابتها في الماء، ومن المعروف أن ذرة الهيدروجين تحوي بروتوناً واحداً بالإضافة إلى إلكترون واحد يدور حولها، فعند تكوين أيون الهيدروجين فإن هذه الذرة تخسر إلكترونها الوحيد ويتبقى منها البروتون فقط، أي أن أيون الهيدروجين هو بروتون، ولكن هل يمكن أن يوجد البروتون منفرداً في الوسط المائي؟

وبما أن البروتون صغير الحجم فإن كثافة الشحنة عليه عالية جداً لذلك يستبعد أن يوجد بصورة حرة في المحلول الماتي بل يكون مرتبطاً برابطة مشتركة تناسقية بعدد من جزيئات الماء أقلها جزيء واحد، ولذا يكتب بهذا الشكل H_3O^+

وإذا وجد البروتون في الماء على شكل $^+H_3O^+$ فإن الأفضل أن ننظر إلى تأين HCI في الماء على أساس انتقال البروتون من الحامض إلى الماء وفق المعادلة الآتنة:

تكون كثافة الشحنة الموجبة على البروتون عالية جداً، لأن نسبة شحنته السي نصف قطره عالية جداً إذ يقدر نصف قطره بحوالي ١٠ "١ سم مقارنة مع ١٠ ^ أسم تقريباً لأنصاف أقطار بقية الأيونات الموجبة.

نظرية برونستد لوري للحوامض والقواعد:

أدت الاعتر اضات على تعريف أر هينيوس إلى وضع نظرية جديدة للحوامض والقواعد، فقد توصل العالمان برونستد ولوري إلى تعريف جديد أكثر شمولاً من السابق ويضم عدداً أكبر من المواد وتفاعلاتها الكيميائية.

والحامض وفق تعريف برونستد لوري: هو (المادة التي لها القدرة على إعطاء البروتون (مانح للبروتون) لمادة أخرى)، أمثلة:

 $HC1 + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + C1^-$

 $HNO_3 + H_2O \longrightarrow NH^+_4 + OH^-$

 $NH_4^+ + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + NH_3$

 $HSO_4^- + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + SO_4^{-2}$

أما القاعدة فهي (المادة التي لها قابلية لتقبل البروتون (مستقبل للبروتون) من مادة أخرى)، أمثلة:

 $CO_3^{-2} + H_2O \longrightarrow HCO_3^{-} + OH^{-}$

 $NH_3 + H_2O \longrightarrow NH_4^+ + OH^-$

 $F' + H_2O \longrightarrow HF + OH'$

 $SO_4^{-2} + H_2O \longrightarrow HSO_4^- + OH^-$

وبناء على ذلك فإن تفاعل الحامض قاعدة يتضمن انتقال البروتون من الحامض إلى القاعدة، ووفقاً لهذا التعريف يعتبر تأين HCl في الماء تفاعلاً بين حامض وقاعدة:

$$HCl_{(aq)} + H_2O_{(1)} \longrightarrow H_3O^+_{(aq)} + Cl_{(aq)}^-$$

فسى هذا التفاعل يعتبر HCl حامضاً لأنه يمنح البروتون ويعتبر الماء قاعدة لأنها تستقبل البروتون.

ولكن هــل إن نظرية برونسند أوري تقتصر على تفسير خصائص الحوامض التي أشار إليها أرهينبوس؟

لـندرس معـادلات الـنفاعلات الكيميائية الآتية، ولنحدد الحامض وفق تعريف برونسند لوري في كل منها:

موسوعة الكيمياء الشاملة

$$NH_4^+_{(aq)} + H_2O_{(1)} \longrightarrow H_3O^+_{(aq)} + NH_{3(aq)}$$

 $H_2PO_4^-_{(aq)} + H_2O_{(1)} \longrightarrow H_3O^+_{(aq)} + HPO_4^{-2}_{(aq)}$
 $HSO_4^-_{(aq)} + H_2O_{(1)} \longrightarrow H_3O^+_{(aq)} + SO_4^{-2}_{(aq)}$

ويتــيح تعــريف برونســند لوري تصنيف NH₃ كقاعدة فكيف نفسر السلوك القاعدي للأمونيا؟

لنتأمل المعادلة الآتية التي تمثل التفاعل الذي يحدث عند إذابة وNH في الماء:

 $NH_{3(g)} + H_2O_{(1)} \longrightarrow NH_{4(aq)} + OH_{-(aq)}$

اسـتقبل جــزيء الأمونيا بروتوناً من الماء وتكون ⁺HA ولذلك تعتبر الأمونـــيا قاعدة بينما يعتبر الماء حامضاً لأنه منح بروتون ⁺H، ولكن هل تعتبر قواعد أرهينيوس (NaOH مثلاً) قواعد أيضاً وفق نظرية برونسند لوري؟ نعلم أن NaOH مادة أبونية تتفكك في الماء إلى الأيونات *OH', Na

نعلم ان NaOH مادة ايونية تتفكك في العاء إلى الايونات "DH, Na والأيون الذي يستقبل البروتون هو "OH فهو بذلك قاعدة برونستد لوري:

$$OH^{-}_{(aq)} + H_{3}O^{+}_{(aq)} \longrightarrow 2H_{2}O_{(1)}$$
 قاعدة

ويتضح من تعريف برونستد لوري أنه عندما يمنح الحامض بروتوناً فـــلا بـــد من وجود مادة أخرى تستقبله (قاعدة) فعند تأين حامض الايثانويك في الماه:

 $CH_3COOH_{(aq)} + H_2O_{(1)} \Rightarrow H_3O^+_{(aq)} + CH_3COO^-_{(aq)}$

نلاحظ أن جزيء حـــامض الإيثانويك يقدم بروتوناً للى جزيء الماء ويذلك يكون حامض الإيثانويك هو الحامض والماء هو القاعدة، وإذا نظرنا إلى التفاعل العكسي نلاحظ أن البروتون ينتقل من أيون الهيدرونيوم †H₃O إلى أيون الإيثانوات "CH₃COO وبذلك يكون أيون الهيدرونيوم حامضاً بينما يكون أيون

الإيثانوات قاعدة.

السلوك الأمفوتيري للماء حسب نظرية برونستد:

يملك الماء حامض برونستد عندما يهب بروتوناً متحولاً إلى OH، كما يسلك المساء قساعدة برونستد عندما يتقبل بروتوناً متحولاً إلى H3O لذا فإن سلوكه إمغوتيري (نو تفاعلين) كما يتضع في المثال التالي:

$$H_2O + HCl \rightleftharpoons H_3O^{\dagger} + Cl^{\dagger}$$
 حامض برونستد $H_2O + NH_3 \rightleftharpoons NH_4^* + OH^{\dagger}$ فاعدة بروستد

كما يتضح أن الماء يمكن أن يتفاعل مع نفسه:

 $H_2O + H_2O \implies H_3O^{+} + OH^{-}$ | In the late of the late of

الحامض المرافق (القرين):

 NH_4^+ وهي المادة الذاتجة من قاعدة برونستد بعد تقبلها بروتون، مثل NH_4^+ القاعدة المرافقة (القرينة):

وهي المادة الناتجة من حامض برونسند بعد وهبه بروتون، مثل CI . تعيين القرائن:

لكل حامض برونستد قاعدة قرينة تخالفه بالقوة، ولكل قاعدة برونسند حامض قرين يخالفها بالقوة.

ملاحظة:

ا- أن CH3COOH و CH3COO يشكلان زوجاً من الحامض والقاعدة

ويختلفان عن بعضهما ببروتون ولحد، ويطلق عليهما اسم زوج مترافق (قرين) من الحامض والقاعدة (Conjugate acid-base pair).

وبالمثل نجد أن أيون *H₃O والماء H₂O يشكلان زوجاً مترافقاً آخر:

 $CH_3COOH_{,aq+} + H_2O_{,1} \longrightarrow H_3O_{-aq} + CH_3COO_{,raq},$

قاعدة مرافقة (١) حامض مرافق (٢) قاعدة (٢) حامض (١)

 * – أن * * * * * * * أن *

استنتاج:

- يتألف أي تفاعل يشتمل على انتقال بروتون من حامض إلى قاعدة من زوجين مرافقين من حامض وقاعدة.
 - ٧ يتم تحديد القاعدة المرافقة للحامض برفع H⁺ من صيغة الحامض.
 - $^{"}$ يتم تحديد الحامض المرافق للقاعدة بإضافة ^{+}H إلى صيغة القاعدة. والمخطط التالي يوضح ما سيق:

عمض مرافق + قاعدة مرافقة على المعدد المعدد

ولو قارنا بين صيغة الحامض وقاعدته المرافقة، أو بين صيغة القاعدة وحامضها المرافق نلاحظ أن تحديد القاعدة المرافقة المحامض يتم بإزالة \mathbf{H}^+ من صديغته، أما الحامض المرافق للقاعدة فيمكن تحديده بإضافة \mathbf{H}^+ إلى صيغة القاعدة.

مثال:

حدد القاعدة المرافقة لكل من : أ- H2SO₄ ب- H2PO₄

الحل:

نحصل على القاعدة المرافقة للحامض بإزالة †H من صيغة الحامض.

القاعدة المرافقة = صيغة الحامض- H+.

 $HSO_4^- = H^+ - H_2SO_4 - i$

 $HPO_4^2 = H^+ - H_2PO_4^- - -$

مثال:

 S^{-2} -u · HCOO · i · LCOO · LCOO

الحل:

نحصل على الحامض المرافق بإضافة ⁺H إلى صيغة القاعدة:

الحامض المرافق = صيغة القاعدة + H+

 $HCOOH = H^+ + HCOO^- - 1$

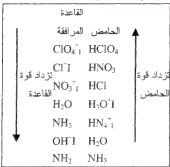
 $HS^{-} = H^{+} + S^{-2} - \psi$

ويمكن أن تقاس قوة الحامض وفقاً لنظرية برونستد – لوري بقدرته على إعطاء (مسنح) بروتون، فالحامض الذي يعطي بروتوناً بسهولة يعتبر حامضاً قوياً، والعكس صحيح، وتقاس قوة القاعدة بقدرتها على استقبال بروتون، فالقاعدة للقوية هي التي تستقبل أو تجنب البروتون بسهولة.

الحامض الأقوى: حامض ميله لوهب البروتون أكبر.

القاعدة الأقوى: قاعدة ميلها لتقبل البروتون أكبر.

والجدول التالسي يوضتح مجموعة أزواج مترافقة (قرينة) من حوامض وقواعدها المرافقة لها مرتبة حسب قوتها.



ملاحظة:

إن الحامض القوي تكون قاعدته المرافقة ضعيفة، والعكس صحيح، والقاعدة القوية يكون حامضها المرافق ضعيفاً، والعكس صحيح.

نظرية لويس للحوامض والقواعد:

تعتبر نظرية برونسند ـ لوري لكل من الحامض والقاعدة أعم من تعريف أر هينيوس حيث نجحت في تفسير الكثير من التفاعلات الكيميائية، ولكنها لم تستطع أن تفسر السلوك الحامضي أو القاعدي في بعض التفاعلات، كتفاعل الحامض (BF_3) مع القاعدة (NH_3) ، ذلك التفاعل الذي يتم بدون انتقال بروتونات.

لذلك جاءت نظرية لويس لتعريف الحوامض والقواعد ليكون أكثر شمو لأ للتفاعلات، حيث أعتمدت على التركيب الإلكتروني للمركب. تعريف العامض: هي كل مادة تستطيع أن تتقبل زوجاً (أو أكثر) من الإلكترونات.

تعريف القاعدة: هي كل مادة تستطيع أن تعطي زوجاً (أو أكثر) من الإلكترونات.

استنتاج:

وفقـــاً لنظرية لويس فإن تفاعل حامض ـــ قاعدة يشتمل على منح زوج من الإلكترونات من مادة لأخرى.

لندقق النظر في النقاعلات التالية التي تمثّل تفاعلات بين قواعد وحوامض برونسند ـ لوري.

1 حوامض برونستد ـــ لوري هي أيضاً حوامض لويس.
 ٣ قواعد برونسند ـــ لوري هي أيضاً قواعد لويس.
 ولتوضيح ذلك نقول في تفاعل الأمونيا والماء أنه:

- وفقاً لنظرية برونمند _ لوري: فإن الحامض (H2O) منح بروتوناً استقبلته
 القاعدة (NH₃).

أهمية نظرية لويس:

١ - تفسير تفاعلات لا تشمل انتقال بروتونات.

مثال:

$BF_3 + NH_3 \rightarrow H_3N - BF_3$

لنفسر هذا التفاعل وفق نظرية لويس:

ندرس الجزيء BF_3 : فهو مثلث مسطح، وتهجين الذرة المركزية P^2 : كما أن عدد الإلكترونات في مستوى التكافؤ للذرة المركزية (B) يحتوي (P^2) الكيترونات (P^2) في قاعدة الثمانية الذلك فبإمكان البورون أن يستقبل زوج من الإلك ترونات في مدار P^2 غير المهجن والمتعامد مع سطح الجزيء. لذلك فهو حامض لويس.

حـــامض لويــــس: (كاشف باحث عن الإلكترونات): هي المادة التي تستطيع أن نتقــبل زوج إلكترونـــي أو أكــــثر عـــن طريق المشاركة لتكوين آصرة تتاسقية (تعاضدية)، فهي تحتوي على أوربيتال فارغ.

 $^{+2}[Fe(H_2O)_6]H^+, BF_3, Ag^+,$

أما الجزيء : NH3: فهو هرمي ثلاثي، ويمتلك زوجاً من الإلكترونات غير المرتبطة الموجودة في المدار المهجّن SP³ وعليه فإن الذرة المركزية قادرة على منح زوج من الإلكترونات، لذلك فهو قاعدة لويس، كما في التفاعل التالي:

قاعدة لويس: (كاشف باحث عن النواة): هي المادة التي تمتلك زوجاً واحداً غير مشترك من الإلكترونات تشارك به لتكوين آصرة تتاسقية (تعاضدية).

$$H^*:$$
, NH_3 , H_2O :, $-C = C -$, $-C \equiv C -$

يتفاعل ثلاثي فلوريد البورون (حامض لويس) مع غاز الأمونيا (قاعدة لويس) فتتكون آصرة تناسقية.

التأين الذاتي للماء:

كثميراً ما نسمع أو نقراً في الكتب العلمية أن الماء النقي غير موصل للتسيار الكهربائي، إلا أن الأجهزة الدقيقة تبين أن الماء من الموصلات الضعيفة للتسيار الكهربائسي، وهمذا دلمسيل على وجود عدد ضئيل من الأيونات الموجبة والسالبة مسؤولة عن ذلك، وذلك بسبب تأين عدداً صغيراً من جزيئاته.

لنــــتأمل المعادلــــة الآتية نالحظ أنه يمكن لجزيء الماء أن يمنح بروتوناً لجزيء ماء آخر في عملية تعرف بالتأين الذاتي:

موسوعة الكيمياء الشاملة

 $H_2O_{(1)} + H_2O_{(1)} \longrightarrow OH_{(aq)} + H_3O_{(aq)}^+$

نلاحظ أن تأين الماء هو تأين جزئي وتوجد الجزئيات والأيونات في حالة انزان ويمكن التعبير عن ثابت الاتسزان للتأين الذاتي للماء كما يلي:

الران وليمكن التعبير عن تابك الانسران للتاين الداني للماء كما يتر .

 $\frac{[H_3O^*] [OH^*]}{[H_2O] [H_2O]} = K$

ونظراً لأن تركيز كل من أيوني *OH ، -H3O ضئيل مقارنة بتركيز الماء فإن التأين الذاتي لا يسبب تغيراً محسوساً في تركيز الماء وهكذا يمكن اعتبار تركيز الماء ثابتاً فيصبح التعبير السابق:

 $[OH^{-}][H_{3}O^{+}] = مقدار ثابت × K = {}^{2}[H_{2}O]K$

فإذا عوضنا عن المقدار Kw - مقدار ثابت - Kw فإن:

 $[OH^{-}][H_{3}O^{+}] = Kw$

ويسمى Kw ثابت تأين الماء وتبلغ قيمته ١ × ١٠-١٠ عند ٢٥س.

ويلاحظ من معادلة التأين الذاتي للماء أن:

 $[OH^{-}] = [H_3O^{+}]$

وعليه وعند ٢٥ أس يكون:

 $[OH^{-}]^{2} = [H_{3}O^{+}]^{2} = Kw$

 $|_{i,j}$ = [H₃O⁺] = $|_{i,j}$ = $|_{i,j}$ = $|_{i,j}$ = $|_{i,j}$

ويســمى المحلــول الذي يكون فيه $[H_3O^+] = [OH] = 1 \times 1^{-v}$ مول/لتر محلولاً متعادلاً.

إذاً: الماء النقى محلول متعادل.

ويتغير تركيز الأيونين $^+OH_3O^+$ و $^+OH_3O^+$ بإذابة حامض أو قاعدة في الماء حيث إن حالة الاتزان تبقى موجودة بين $^+OH_3O^+$ ، $^+OH_3O^+$ من جهة وجزيئات الماء

من جهـة أخـرى في المحاليل المائية، سواء أكانت هذه المحاليل متعادلة أو حامضية أو قاعدية، فإضافة الحامض إلى الماء سوف يزيد $[H_3O^+]$ ولكي يبقى KW ثابتاً، سينخفض تركيز الأيون OH^- تبعاً لذلك، وبالمثل فإن زيادة [OH] عند إضافة قاعدة إلى الماء سيؤدي إلى انخفاض $[H_3O^+]$.

ملاحظات:

 ١- تستعمل معادلة التأين الذاتي للماء في حساب [+H] أو [OH] إذا كان أحدهما معلوماً وللمحاليل الحامضية والقاعدية والمتعادلة.

Y- في المحلول المتعادل: $[H]=[H]=1\times 1^{-\gamma}$ مول/لتر وكذلك في الماء النقى (المقطر).

 $^{-}$ = في المحلول الحامضي: $^{+}$ $^{+}$ $^{-}$ كما أن $^{+}$ $^{+}$ $^{-}$ مثل $^{-}$ ، $^{-}$ مثل $^{-}$ ، $^{-}$ مثل $^{-}$ ، $^{-}$ مثل $^{-}$ ، $^{-}$ ، $^{-}$ ، $^{-}$.

 $^{-1}$ في المحلول القاعدي: [H] < [OH] كما أن [H'] < ١٠ ^ ^ مثل ١٠ ^ ^ ، مثل ١٠ ^ . و [H' مثل ١٠ - أمثل ١٠ مثل ١٠ م

مثال:

احســب $[^+OH]$ ، [OH] فـــي محلول حامض الهيدروكلوريك تركيزه 7 ا 1 ، 1 مول/لتر .

الحل:

يتأين الحامض وفق المعادلة الآتية:

$$HCl_{(aq)} + H_2O_{(1)} \longrightarrow H_3O^+_{(aq)} + Cl_{(aq)}$$

وبما أن HCl يتأين كلياً (حامض قوي) فإن $[H_3O^+]$ يزداد ليصبح $I \times I^-$ مــو I_3O^+ يزداد ليصبح I_3O^+ من I_3O^+ من الماء لأنه ضئيل مقارنة بتركيز I_3O^+ من I_3O^+ من الهيدروكلوريك)، وبما أن الأيونين I_3O^+ I_3O^+ يرتبطان بالعلاقة:

 $[OH^-][H_3O^+] \approx Kw$

فإن: [OH] =
$$\frac{Kw}{(H_3O^+)}$$
 = $\frac{Kw}{(H_3O^+)}$ = مثال:

احسب [^{+}OH] فــي محلول هيدروكسيد الصوديوم حيث [^{-}OH] = $^{-1}$ مول/لتر.

الحل:

 $^{1}E^{-}$ $) *\times 1 = ([OH-[H₃O⁺]$

$$(OH)^{-1} = [H_3O^+]$$
 مول/لئر.

(يهمـــل تركيز ´OH من الماء لأنه ضئيل مقارنة بتركيز ´OH من هيدروكسيد الصوديوم).

OH' و H_3O^+ و H_3O^+ و مما سبق يمكننا تصنيف المحاليل بدلالة تراكيز أيونات H_3O^+ و H_3O^+

محلول متعادل $[H_3O^+] = [H_3O^+] = 1 × ۱۰ مول/لتر.$

محلول حامضي [$^{+}OH_{3}O^{+}] > 1 \times 1^{-}$ مول/لتر ، $[OH] < 1 \times 1^{-}$ مول/لتر . محلول قاعدي $[H_{3}O^{+}] < 1 \times 1^{-}$ مول/لتر ، $[H_{3}O^{+}] > 1 \times 1^{-}$ مول/لتر .

الرقم الهيدروجيني (pH):

ذكرنا أن تركيز كل من أيون الهيدرونيوم والهيدروكسيد في الماء النقي يساوي V مول/لتر (عند درجة V س) وأن إضافة حامض إلى الماء يزيد تركيز V 4.0 والتعبير عن حموضة تركيز V 6 والتعبير عن حموضة محلول ما يلزم معرفة V 1.3 فيه.

لقد اقترح العالم سورنس استخدام الرقم الهيدروجيني (pH) للتعبير عن درجــة الحموضة وذلك لتفادي الصعوبة في التعبير عن مقدار تركيز [H3O+] بأرقسام صغيرة، وفي حالة كون هذا التركيز قليلاً يعبر عنه برقم صغير يشمل أسساً سالية في المحاليل المختلفة.

تعريف الرقم الهيدروجيني PH: هو سالب لوغاريتم (للأساس ١٠) تركيز أيون الهيدرونيوم.

أي أن PH = - لو [H₃O⁺]

وكما نعلم فإن $[H_3O^+]$ في الماء النقي يساوي 1×1^{-1} مول/ لتر وعليه فإن:

pH = -لو (۱×،۱-۱) = - (لو ۱ + لو ۱۰-۱) = - (صفر ۱) = ۷

أي أن الرقم الهيدروجيني للمحلول المتعادل (ماء نقى مثلاً) يساوي ٧.

أمــا فــي المطــول الحامضي حيث $[H_3O^+] imes 1 \cdot \wedge 1^{-1}$ مول/لتر فإن الرقم الهيدروجيني يكون أقل من V.

مثال:

الحسب الرقم الهيدروجيني لمحلول حامض البيركلوريك 4CIO حيث $HCIO_4$ حيث $+1.0^-$ مول/لنر.

الحل:

 $pH = -1e^{(0,1 \times (1^{-1}))} = -(1e^{(0,1+1e^{-1})})$

pH = ۲-لو ۱٫۰ ، فإذا كان : لو ۱٫۰ = ۱٫۸ ، فإن:

 $Hq = Y \wedge AI,$

1,AY = pH

أما في المحلول القاعدي حيث $[H_3O^+] < 1 imes 1^{-1}$ مول/لتر فإن الرقم الهيدروجيني يكون أكبر من V.

 وهكذا يمكن تحديد ما إذا كان المحلول حامضياً أو قاعدياً أو متعادلاً في ضــوء رقمــه الهيدروجيني، وتمكننا معرفة الرقم الهيدروجيني لمحلول ما من حساب [HaO*] فعه.

مثال:

 $[H_3O^+]$ احسب $[H_3O^+]$ احسب $[H_3O^+]$.

الحل:

 $pH = [H_3O^+] - 4$

 $9,77 = [H_3O^+] \rightarrow H$

ار $[H_3O^+]$ = -۲۲, ۹-۲۲, ۹-۲۲, ۱۰ مر، + ۸۳, ۱۰ او المرب

(H₃O⁺) مول/لتر.

(٢.٤ هو العدد المقابل للوغاريتم ٥,٣٨ والعدد ١٠ " ' مقابل للوغاريتم ' ')

وبناء على ما سبق فإن الرقم الهيدروجيني يعبّر عن درجة العموضة لمحلول ما، أي يدل على مقدار تركيز [+H₃O]:

ففي المحاليل الحامضية: نلاحظ إن $[H_3O^{\dagger}] > [OH]$ كما أن $[H_3O^{\dagger}] > I$ ، (H_3O^{\dagger})

٠١٠، ١٠°، الخ، لذا فإن قيمة PH = ٦ أو ٥ الخ

تزداد الحامضية تقل قيمة PH

أى أن قيمة PH < ٧

التناسب طردي بين الفاعدية والـ PH والذي يكون أكبر من ٧ دائماً في المحيط الفاعدي.

وفي المحاليل المتعادلة (ماء نقى أو مقطر): نلاحظ أن [OH] - ١٠- مول/لتر، اذا فإن POH - PH - V

أما في المجاليل القاعدية: فنلاحظ أن [+OH] > [H3O] كما أن

(*H₃O مثل: مثل:

^ 1 ^ أو ١٠ ^ ، الخ، لذا فإن PH = ٨ أو ٩، للخ

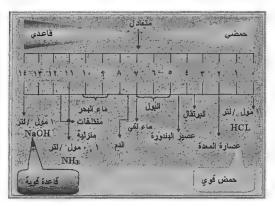
نز داد قیمة PH

تزداد القاعدية

أى أن قيمة PH < ٧

٥٠. التناسب طردي بين القاعدية والـ PH والذي يكون أكبر من ٧ دائماً في المحيط القاعدي.

والشكل التالي يبين الرقم الهيدروجيني التقريبي لعدد من المواد المألوفة:



إن قسيم السرقم الهيدروجيني PH في الشكل أعداه نتراوح بين (صدفر - ١٤) وأن القيمتين (صفر ، ١٤) لا تمثلان نهايتي مقياس PH وإنما تبينان المدى الذي يتطلبه التعامل مع أعلب المحاليل المخففة التي تستعمل في الستجارب الكيمانية، إذ أنها تخص المحاليل المخففة فقط (من ١ مول/لتر فما دون).

أما في المحاليل المركزة (أكبر من ١ مول/لتر) فقد تكون قيمة PH أقل من صن صدفر (سالبة) للحوامض المركزة وأكبر من ١٤ للقواعد المركزة، حيث يستند إلى قيمة PH فقط للتعرف على حامضية وقاعدية المحاليل دون الاستناد إلى قيمة POH مستعاً للالتباس، فالمحلول الأكثر حامضية هو ذو PH أقل والمحلول الأكثر قاعدية هو ذو PH أكبر.

مثال:

احسب قيمة PH لمحلول حامض HCl تركيزه $^{-1}$ مول/لتر

الحل:

١ -- نكتب معادلة تأين الحامض HCl (قوي)

 $HCI + H_2O \Rightarrow H_3O^{\dagger} + CI$

 $\begin{array}{lll} PH &=& - \ L_0 \ [^+0] = - \ L_0 \ \circ, 1 \ \times \cdot 1^{-\gamma} = - \ (L_0 \ \circ, 1 \ + \ L_0 \ \cdot, 1 \ + \ L_0 \ \circ, 1 \ + \ L_0 \ \circ, 1 \ \times 1, 0 \ \to 1, 0 \ \to 1, \\ & \ L_0 \ \to 1 \ \to 1, 1 \ \to 1, 1 \ \to 1, 1 \end{array}$

مثال:

احسب قيمة PH لمحلول قاعدي 2(OH)2 تركيزه (٠٠ × ٠٠ مول/لتر). الحل:

اقوي) Ca(OH)₂ نكتب معادلة التأين للقاعدة

 $Ca(OH)_2 \rightleftharpoons Ca^{+2} + 2OH^ \binom{r-1}{\cdot} \times r_0 \times Y = [Ca(OH)_2] \times Y = [OH]$ يکون - Y

= ١ × ١٠ ^{- ٢} مول / لتر.

-۳ نحسب [H₃O⁺] نحسب

$$[H_3O^{\dagger}][OH] = Kw$$

$$[H_3O^+]^{r-1} \cdot \times 1 = {}^{1i-1} \cdot \times 1$$

$$|\psi|^{1} = [H_3O^+]^{1}$$

¢- نحسب PH

$$(1^{\prime\prime} - 1) = - \log (1 + \log 1$$

11 = PH

أي أن: pH = −لو [H₃O⁺]

ملاحظات:

- ا تتأين المواد الأيونية في الماء بدرجات مختلفة، وعليه فهي تختلف فيما
 بينها بمقدار التوصيل الكهربائي.
- ٣ القواعد القوية مثل (KOH, NaOH, Ba(OH)₂, Ca(OH)₂ يكون تأينها في الماء تأيناً تاماً، ويشار في معادلة التأين بسهم واحد باتجاه النواتج، ويكون [OH] مساوياً لتركيز القاعدة (KOH, NaOH) فقط، أما في حالة [OH] (Ca(OH)₂, Ca(OH)₂) فإن [OH] يساوي ضعف تركيز القاعدة [Ba(OH)₂, Ca(OH)₂]
- 4 هنالك حوامض أحادية البروتون مثل HCl، وحوامض ثنائية البروتون مثل H₂CO₃.

- ه هنالك قواعد أحادية الهيدروكسيد مثل KOH وثنائية الهيدروكسيد مثل .Ca(OH)₂
- ٣ الحوامض الضعيفة مثل HCN, CH₃COOH, HNO₂ والقواعد الضعيفة مثل NH₄OH يكون تأينها جزئياً (غير تام)، ولذلك تكون هنالك حالة اتزان بين الأيونات الناتجة وجزيئات الحامض أو القاعدة غير المتأينة ويشار لذلك باستخدام سهمين متعاكسين كما في المثالين الآتيين:

$$CH_3COOH + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + CH_3COO^-$$

 $NH_3 + H_2O \rightleftharpoons OH + NH_4^+$

الاتزان في محاليل الحوامض الضعيفة:

ذكرنا سابقاً بعض الحوامض القوية مثل حامض الهيدروكلوريك HCl وحامض النتريك HNO3 وهذه الحوامض يكاد تأينها في الماء يكون تاماً:

 $HCl_{(aq)} + H_2O_{(1)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$

وتصنف الحوامض وفق عدد البروتونات التي يمنحها الجزيء الواحد من الحامض عند التفاعل مع القواعد.

فالجزيء الواحد من حامض أحادي البروتون (مثل HNO3, HCl) يمنع بدروتوناً واحداً، أما الجزيء من حامض عديد البروتونات فيمكنه منح بروتونين (مثل (H2SO₄)) أو ثلاثة بروتونات مثل (H3PO₄)، أي إن مولاً واحداً من للحامض يعطى مولاً واحداً من كل من الأبونين A, H3O⁴.

أي أنه في محلول الحامض القوي أحادي البروتون، يمكننا اعتبار تركيز H_3O^+ مساوياً لمتركيز الحامض قبل التأين.

قلو كان لدينا حامض ضعيف صيغته الافتراضية HA فإنه يمكن تمثيل معادلة تأينه كما يلي:

موسوعة الكيمياء الشاملة

$$HA_{(aq)} + H_2O_{(1)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + A^-_{(aq)}$$

بالطبع النفاعل معكوس (\Rightarrow) وبالتالي هنالك حالة انزان بين الأيونات السناتجة من تأين الحامض (A', H_3O') وجزيئاته غير المتأينة، لذلك يمكن التعبير عن ثابت الانزان كما يلى:

$$\frac{[H_3O^+][A^-]}{HA][H_2O]} = K$$

وبما أن تركيز [H₂O] في المحاليل لا يتغير بدرجة كبيرة، فيمكن اعتبار تركيزه قيمة ثابتة ودمجه في ثابت جديد كما يلي:

$$\frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA]} = [H_2O] K$$

يسمى H2O] K ثابت تأين الحامض وسنرمز له بالرمز Ka اذأ : ثابت تأبن الحامض:

$$[H_3O^+][A^-]$$
 = (Ka) HA

ويوجد لكل حامض من الحوامض الضعيفة قيمة محددة لِــ Ka (عند مِنهِ اللهِ اللهِ اللهِ اللهِ اللهِ اللهِ اللهِ اللهُ اللهِ اللهُ ا

مثال:

لحسب الرقم الهيدروجيني (pH) لمحلول تركيزه $^{r-1}$ مول/لتر من الحامض HNO3.

الحل:

· : حامض HNO3 قوي فإنه يتأين في الماء وفق المعادلة:

$$HNO_{3 (aq)} + H_2O_{(1)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + NO^{-3}_{(aq)}$$



وتكون تراكيز الأنواع (HNO₃, H₃O⁺, NO₃) في المحلول قبل التأين وبعده كما يلي:

التراكيز (مول/لتر)

$$HNO_{3 (aq)} + H_{2}O_{(1)} \longrightarrow H_{3}O^{+}_{(aq)} + NO_{3 (aq)}$$
 $r_{-1, \times 1}$
 $r_{-1, \times 1}$
 $r_{-1, \times 1}$
 $r_{-1, \times 1}$
 $r_{-1, \times 1}$

.. تركيز أيون الهيدرونيوم = ١×١٠ ^٦ مول/لتر.

 $PH = -1e^{(1 \times e^{-1})} = PH$

وهـناك العديد من الحوامض المعروفة تصنف كحوامض ضعيفة، وذلك لأنها تتأين جزئياً في الماء، ومن أمثلتها حامض الإيثانويك CH₃COOH وحامض الهيدروفلوريك HF وحامض الهيدروسيانيك HCN. ويبين الجدول التالي قيم ثوابت التأين لعدد من الحوامض الضعيفة عند ٢٥أس:

Ka	معادلة التفاعل	صيفته	اسم المامض
		الكيميانية	
**1.×1,V	$H_2SO_3+H_2O=H_3O'+HSO'_3$	H ₂ SO ₃	حامض الكيريت
			(IV)
1'1. xV,1	$HF+H_2O = H_3O^* + F^*$	HF	ھامض
			الهيدروقلوريك
' 1.×1,0	$HNO_2 + H_2O = H_3O^+ + NO^2$	HNO ₂	حامض النيتروجين
			(III)
** j + x %, #	$C_3H_5COOH+H_2O=H_3O'+C_6H_5COO'$	C ₆ H ₅ COO H	حامض البنزويك
1.X1,A	CH ₃ COOH+H ₂ O=H ₃ O'+CH ₃ COO'	CH3COOH	حامض الإيثانويك
* 1.×1.Y	$H_2CO_3+H_2O=H_3O^*+HCO^*_3$	H ₂ CO ₃	حامض الكربونيك
1. 1.×£.9	$HCN+H_2O \Rightarrow H_3O + CN$	HCN	حامض
			ھيدروسياتيك



ويمكن لستخدام ثابت حامض ما في حساب تركيز أيون الهيدرونيوم، ومن ثم PH في محلول منه بتركيز معلوم كما يتضع في المثال الآتي: .

مثال:

احسب [+H3O] في محلول حامض الميثانويك HCOOH ذي التركيز (٠,١ مول/لنر) علماً بأن Ka -١،٧= ١٠٠

الحل:

يتأين حامض الميثانويك في الماء وفق المعادلة التالية:

 $HCOOH_{(aq)} + H_2O_{(1)} \Rightarrow H_3O^+_{(aq)} + HCOO^-_{(aq)}$

 $[HCOO^{-}] = [H_{3}O^{+}]$: يتبين من المعادلة السابقة أن

فإذا فرضنا أن س مول/لتر يتأين من الحامض فعند الاتزان يكون:

 $_{\omega}$ = [HCOO $^{\circ}$] = [H₃O $^{+}$]

أما [HCOOH] = ۱٫۱ س

والآن يمكن تنظيم النراكيز قبل التأين، وعند الانتران على النحو الآتي:

التراكيز (مول/لتر)

 $HCOOH_{(aq)} + H_2O_{(1)} \iff H_3O^*_{(aq)} + HCOO^*_{(aq)}$ قبل التأین صفر صفر می بعد التأین س س بعد التأین س

بالتعويض في تعبير ثابت التأين Ka:

 $\frac{[\text{HCOO'}] [\text{H}_3\text{O'}]}{[\text{HCOOH}]} = \text{Ka}$

ار ۱۰×۱٫۷ = <u>س × س</u> ۱۰×۱٫۷ = <u>۱۰</u>۰۱۰۷ بما أن قيمة Ka صغيرة ويتبع ذلك أن تكون قيمة س صغيرة أيضاً فمن الممكن تجنب التعامل مع المعادلة التربيعية وتسهيل الحسابات باعتبار:

وعليه فإن: س × س الله ۱٫۷ مرن مرن الله مرن الله

س ۲ = ۷,۱ ×۱-°

ملاحظة:

لقد افترضنا أن المصدر الوحيد لأيونات $^+$ H_3O^+ هو تأين الحامض، وقد أمملنا تركيز $^+$ H_3O^+ الناتج من تأين الماء الذاتي، وباستثناء المحاليل المخففة جداً يعتبر هذا الافتراض صحيحاً إذ أن ما يسهم به الماء من $^+$ H_3O^+ قليل جداً مقارنة بما يسهم به الحامض.

ويأخذ الجذر التربيعي لطرفي المعلالة:

س = ۱۰۸ × ۱۰۸

= ۲۰۱ × ۲۰۱ مول/لتر

" [H₃O⁺] = المنا × ١٠٠ مول/لتر.

ويـــتم تعييـــن ثابــت تأين الحامض بالتجربة العملية وذلك بقياس الرقم الهيدروجيني لمحلول بتركيز معلوم للحامض الضعيف وإجراء الحسابات.

الاتزان في محاليل القواعد الضعيفة:

ذكـرنا سابقاً بعض القواعد القوية مثل: Ba(OH)2, KOH, NaOH وهي مركبات أيونية تحتوي على أيون OH في تركيبها، وعند إذابتها في الماء تتفكك كلياً وينفصل أيون OH كما في المعادلة الآتية:

$$Na_{(aq)} + OH_{(aq)} \longrightarrow NaOH_{(s)}$$

موسوعة الكيمياء الشاملة

أما بعض القواعد الضعيفة فتعطي أيونات OH بتفاعلها مع الماء ومنها NH_3 :

 $NH_{3 (aq)} + H_2O_{(1)} \longrightarrow NH_{4 (aq)}^* + OH_{(aq)}^*$

وبشكل عام يمكن تمثيل تأين القاعدة الضعيفة B على النحو الآتي :

 $B_{(aq)} + H_2O_{(1)} \longrightarrow BH^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$

ويمكن التعبير عن ثابت الاتزان لتأين القاعدة الضعيفة بالعلاقة التالية:

 $\frac{[OH^{-}][BH^{+}]}{[B]} = Kb$

ويبين الجدول التالي قيم ثابت التأين لعدد من القواعد الضعيفة عند ٢٥س:

Lb			القاعرة .
V, 7 × · / -1	$CH_3NH_2+H_2O=CH_3NH_3^++OH^-$	CH ₃ NH ₂	میٹیل امین
Λ, f×, f ⁻⁰	$NH_3+H_2O = NH_4^+OH_7^-$	NH ₃	الأمونيا
1×+1-1	$N_2H_4+H_2O = N_2H_5^* + OH^*$	N_2H_4	هيدرازين
11.×#,A	$C_6H_5NH_2+H_2O = C_6H_5NH_3^++OH^-$	C ₆ H ₅ NH ₂	أثيلين

مثال:

الحل:

نفرض أن تركيز كل من $[NH^+_4]$ ، [OH] عند الاتزان (س مول/نتر) فتكون النراكيز في البداية وعند الاتزان:

النراكيز (مول/لنر)



$$NH_{3 (aq)} + H_{2}O_{(1)} \rightleftharpoons NH^{*}_{4 (aq)} + OH^{*}_{(aq)}$$
 قبل التأین صفر صفر v . v

وبالتعويض في تعبير ثابت التأين:

$$\frac{[OH^-][NH^+_4]}{[NH_3]} = Kb$$

ولما كانب س صعيرة فإن ٤٠٠ س ح ٠٠٤ سنعيد كتابة المعادلة السابقة

مول/لنر مول/لنر مول/لنر
$$r_1 \cdot \times r_2 = \frac{r_1 \cdot \times r_3}{r_1 \cdot \times r_3 \cdot r_4} = [H_3O^+]$$

التفاعلات بين الحوامض والقواعد:

القوى النسبية للحوامض والقواعد:

تقاس قوة الحامض حسب تعريف برونسند - لوري بمقدار ميله لمنح البروتون، أما القاعدة فتقاس قوتها بمقدار ميلها لتقبل البروتون والاحتفاظ به، فما العلاقة بين قوة الحامض وقاعدته المرافقة؟

ذكرنا أن حامض HCl هو حامض قوي يتفكك كلياً في الماء وينتج من

ذلك القاعدة المرافقة CI وفي الوقت نفسه يسلك الماء كقاعدة لأنه يستقبل البروتون وينتج من ذلك الحامض المرافق H_3O^+ :

$$HCl_{(aq)} + H_2O_{(1)} \longrightarrow H_3O^+_{(aq)} + Cl_{(aq)}$$

ومن الناحية العملية لا توجد في محلول الحامض جزيئات HCI أي أنه في حالسة الحامض القوي يكون الحامض والقاعدة في الجانب الأيسر لمعادلة الستفاعل H_2O , HCI أقوى من الحامض المرافق والقاعدة المرافقة في الجانب I_2O .

وعند مقارنة القاعدتين CI, H_2O يكون الماء هو القاعدة الأقوى لأنه أكثر ميلاً H_3O السيتقبال السبروتون وعند مقارنة الحامضين HC و H_3O يكون HC هو الحامض الأقوى لأنه أكثر ميلاً لمنح البروتون من H_3O ، لهذا وضع السهم (---) باتجاه واحد ليشير إلى الجهة التي يرجحها التفاعل.

منذ و الكون قاعدته الله منذ الكون قاعدته المنظقة (HCl) منذ المعند المرافقة الكون المنطقة الم

إن حــامض الإبــثانويك CH3COOH مثلاً هو حامض ضعيف إذ أنه مناين جزئياً في الماء ويكون الاتزان منزاحاً إلى جهة اليسار Ka الاتزان منزاحاً إلى جهة اليسار CH3COOH (aq) + H2O (1) -----> H3O* (aq) + CH3COO*

CH₃COOH فسرزيج الستفاعل يحستوي عند الاتزان على الحامضين H_3 O, CH₃COO والقاعدتيسن H_3 O, CH₃COO ولما كان الاتزان منزاحاً نحو اليسار فهذا يعني أن H_3 O هو الحامض الأقوى وأيون الإيثانوات H_3 O هو القاعدة الأقوى.

$$CH_3COOH_{(aq)} + H_2O_{(1)} \longrightarrow H_3O^+_{(aq)} + CH_3COO^-_{(aq)}$$



من ذلك نستتنج أن الانتران يرجح الجهة التي يوجد فيها الحامض الأضعف والقاعدة الأضعف.

حامض ضعيف $CH_3COOH \iff CH_3COO^{-} + H^{+}$ قاعدة ضعيفة $NH_3 + HOH \iff NH_4^{-+} + OH^{-}$

الأملاح:

هي مركبات ناتجة من اتحاد أيون موجب مصدره القاعدة مع أيون سالب مصدره الحامض مثل: NaCl.

أنواع الأملاح:_

	. 2000 11 2000
المراح للافة (الريسيونية)	الملاح فتالية المراج
هي الأملاح المشتقة من الحوامض الثلاثية	
(الأوكسجينية).	الثنائية.
تتكون من فلز ولا قلز وأوكسجين	وتتكون من فلز ولا فلز.
التسمية / اسم المجموعة + اسم الفلز	التسمية / اسم اللافلز + + اسم القلز
امثلة:	أمثلة:
نترات البوتاسيوم KNO ₃	Kl يوديد البوتاسيوم
CaSO ₄ كبرينات الكالسيوم	NaCl كلوريد الصوديوم
KCLO ₃ كلورات البوتاسيوم	MgBr ₂ بروميد المغنيسيوم
CH3COONa خلات الصوديوم	FeS كبريتيد الحديــد
Ca ₃ (PO ₄) ₂ فوسفات الكالسيوم	CaF ₂ فلوريد الكالسيوم
MgCO ₃ كربونات المغنيسيوم	Mg ₃ N ₂ نتريد المغنيسيوم
NaNO ₂ نتريت الصوديوم	
CaSO ₄ كبريتيت الكالسيوم	

الصفات العامة للأملاح:

1- ذات أشكال بلورية منتظمة.

٢- لبعضها ألوان خاصة مثل بلورات برمنكنات البوتاسيوم البنفسجية.

٣- بعض الأملاح لها القدرة على امتصاص الرطوبة من الجو.

الخصائص الحامضية-القاعدية لمحاليل الأملاح (التميه):

١- أملاح مشتقة من حوامض قوية وقواعد قوية: محلولها المائي متعادل، وهي
 ١٧ تتحلل مائياً مثل: NaCl:

$$HCl_{(aq)} + NaOH_{(aq)} \longrightarrow NaCl_{(aq)} + H_2O_{(1)}$$

فلسو أذبنا كلوريد الصوديوم في الماء وفحصنا المحلول بأحد الكواشف (مسئل ورق عباد الشمس) سنجد أن المحلول متعادل (V=pH)، وهذا يعني أن الأيونات Va^+ ، Va^+ (CI لأيونات Va^+ (CI لا يؤدي وجودها في الماء إلى تغيير رقمه الهيدروجيني.

٧- أملاح مشتقة من حوامض ضعيفة وقواعد قوية: محلولها المائي قاعدي، مثل سيانيد البوتاسيوم KCN، ومحلول إيثانوات الصوديوم CH3COONa ذو التأثير القاعدي، إذ أن إذابة CH3COONa في الماء يسبب اختلافاً في تركيز كل من +OH, H3O، وكما نعلم أن ملح إيثانوات الصوديوم مادة أيونية تتفكك في الماء كما يأتي:

CH3COONa (s) CH3COO (aq) + Na⁺ (aq)

وعرفنا أن وجود أيونات *Na في الماء لا يغير من رقمه الهيدروجيني ولكن الأبون CH₃COO هو قاعدة حسب نظرية برونستد اوري، وهذه القاعدة قوية نسبياً لأنها قاعدة مرافقة لحامض ضعيف هو حامض الإيثانويك لذلك فأن لأيون الإيثانوات ميلاً لاستقبال البروتون من الماء لتكوين حامض الإيثانويك، الذي يستطيع إلى حد ما أن يحتفظ بالبروتون، كما يتكون أيضاً أيون OH

موسوعة الكيمياء الشاملة

 $CH_3COO^{-}_{(aq)} + H_2O_{(1)} \longrightarrow H_3COOH_{(aq)} + OH^{-}_{(aq)}$

ويؤدي التفاعل السابق إلى زيادة [OH] وبالتالي نقص في $[H_3O^+]$ أي رتفع الرقم الهيدروجيني (pH) نحو الجانب القاعدي (V < pH).

يسمى التفاعل السابق النميه ويقصد به تفاعل الأيونات مع الماء لتكوين أبونات "OH أو H₃O* أو كليهما.

 γ - أسلاح مشتقة من حوامض قوية وقواعد ضعيفة: محلولها الماتي حامضي مئت كلوريد الأمونيوم NH4Cl، فعند إذابة ملح NH4Cl في الماء فإن محلوله يكون حامضي التأثير ($\gamma > pH$)، إذ يتفكك الملح في الماء إلى أيونات $\gamma > pH$ وكما عرفنا فإن أيونات $\gamma > pH$ كنفير قيمة الرقم الهيدروجيني للماء، أما الأيون $\gamma > pH$ فهو حامض مرافق لقاعدة ضعيفة يتميه في الماء وفق المعادلة الأيد:

 $NH_4^+_{(aq)} + H_2O_{(1)} \longrightarrow NH_{3(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$

أي ينتج من تفاعل التميه أيونات *H₃O التي تعزى إليها الصفات الحامضية للمحلول.

أملاح مشتقة من حوامض ضعيفة وقواعد ضعيفة: هناك احتمالين لطبيعة محلولها المائي:

أ- متعادل، إذا كان (Kb = Ka).

ب- يتبع الأقوى إذا كان (Kb ≠ Ka).

التحلل المائي للأملاح:

هـو تفاعل فـي حالة توازن أيوني بين الأيون الموجب أو السالب أو كليهما مع الماء، وتكون محلول حامضي أو قاعدي أو متعادل التأثير في الدلائل الكيمبائية.

الأملاح المائية:

هـي الأملاح التي يدخل الماء في تركيبها ويكسب بلور اتها ألواناً خاصة مثل كبريتات النحاس المائية الزرقاء $5H_2O$ $5H_2O$ ويدعى الماء الذي يدخل في تركيبها بماء التبلور.

التزهر:

هي عملية فقدان الملح المائي ماء تبلوره وغالباً يتغير لونه الخاص مثل ترهر كبريتات النحاس المائية الزرقاء حيث تتحول إلى اللون الأبيض عند فقدها ماء تبلورها.

التميع:

هي عملية امتصاص بعض الأملاح للرطوبة من الجو والإذابة فيها تميع ملح كلوريد الكالسيوم CaCl₂.

ماء التبلور:

هـو المـاء الـذي يدخل في تركيب بعض الأملاح ويكسبها ألواناً خاصة.

الدلائل:

هــــي مركبات كيميائية تذوب في الماء أو في سوائل أخرى فتصبح على هيــــئة محلول يسمى الصبغة – مثل صبغة الفينولفثالين وصبغة المثيل البرتقالي وصبغة زهرة الشمس الزرقاء والحمراء.

فائدة الدلائل:

هــي الــتعرف علــي طبيعة المحلول فيما إذا كان حامضاً أو قاعدياً أو متعادلاً عن طريق ألوان هذه الدلائل في هذه المحاليل.

Jete Militaria			
بتفسجي	أزرق	أحمر	زهرة الشمس
عديم اللون	أحمر وردي	عديم اللون	الفينولفثالين
برتقالي	أصفر	أحمر	المثيل البرتقالي

مقياس الحموضة والقاعدية:

تقاس شدة حموضة أو قاعدية محلول بواسطة جهاز مقياس الحموضة السادي يكون عدرجاً من (صفر - ١٠) درجة حيث يكون :

۱- المحلول حامضي ذات قيم (PH) نتر اوح من صفر - ٧.

۲- المحلول قاعدی ذات قیم (PH) نتر او ح من ۷ – ۱٤.

٣- المحلول متعادل ذات قيم (PH) تساوي (Y) تماماً.

ملاحظات:

- تزداد الحامضية كلما قلت قيمة (PH)، أي أن المحلول ذات قيمة PH (صفر) أكثر حامضية من المحلول ذات قيمة ١، ٢،
- تزداد القاعدية كلما زادت قيمة (PH)، أي أن المحلول ذا قيمة (PH)
 (١٤) أكثر قاعدية من المحلول (PH) له ١٣، ١٢،

الماء النقي قيمة (PH) له = V أي أنه محلول متعادل.

الأيون المشترك:

وهـــو الأيــون الذي يطلقه الكنروليت القوي ليقلل من تفكك الكنروليت الضعيف وهو يشابه أحد نوعي الأيونات التي يطلقها الالكنروليت الضعيف. تأثير الأيهن المشترك:

لنف ترض أن لدينا محلول الحامض الضعيف كحامض الإيثانويك الذي يحتوى على أيون الهيدرونيوم ${}^+\mathrm{H_3COO}^+$ وأيون الإيثانوات ${}^+\mathrm{CH_3COO}^+$ في حالة

اتزان مع جزيئات الحامض غير المتأينة:

 $CH_3COOH_{(aq)} + H_2O_{(1)} \Rightarrow CH_3COO^*_{(aq)} + H_3O^*_{(aq)}$

$\frac{[CH_3COO][H_3O^+]}{[CH_3COOH]} = Ka$

والأن ماذا يحدث لقيمة PH عند إضافة بلورات ملح إيثانوات الصوديوم CH3COONa إلى محلول الحامض؟

نعلم أن إينانوات الصوديوم مادة تتفكك في الماء كالآتي:

 $CH_3COONa_{(s)} \rightleftharpoons CH_3COO_{(aq)} + Na_{(aq)}$

ونتيجة لذلك فإن تركيز أيون الإيثانوات CH3COO في المحلول سوف يزداد. وحيث أن قيمة Ka ثابتة (عند درجة حرارة ثابتة).

وحسب قاعدة لي- شاتلييه فإن الاتران في التفاعل أعلاه سيندفع نحو اليمسار (أي يسرجح التفاعل الخلفي) للتقليل من تركيز CH3COO الناتج عن الملح، ولذلك فإنه لكي يندفع نحو اليسار فإنه ستتحد بعض أيونات 'CH3COO مع بعض أيونات 'H3O التي بدورها سوف يقل تركيزها، وبالتالي:

1- سوف يزداد تركيز الحامض CH3COOH.

٢- سوف تزداد قيمة PH للمحلول (تناسب عكسى).

استنتاج:

إن إضافة أيون مشترك (أيون إينانوات) -CH3COO إلى محلول الحسامض (الإيثانويك) CH3COOH قد أدى لتعيّر قيمة PH للمحلول (زادت قيمة PH).

إن أبون -CH3COO هو أبون مشترك لكل من الحامض CH3COO

والملح المضاف CH3COONa، وإن إضافة أيون مشترك (إيثانوات مثلاً) إلى محلول الحامض الضعيف (حامض الإيثانويك) قد أدى إلى زيادة قيمة PH لمحلول الحامض.

ويمكن توضيح أثر الأيون المشترك حسابياً في المثال التوضيحي الآتي:

مثال:

احسب قيمة PH لكل من:

أ- محلول حامض الإيثانويك بتركيز (٢٠٠مول/لتر) Ka (٢٠٠٠٠٠ - . بب محلول مكون من حامض الإيثانويك (٢٠٠مول/نتر) وإيثانوات الصوديوم (٣٠٠٠٥ول/لتر).

: (12)

أ- معادلة تأين الحامض في الماء هي:

 $CH_3COOH_{(aq)} + H_2O_{(1)} \Rightarrow CH_3COO^*_{(aq)} + H_3O^*_{(aq)}$ وإذا اعتبرنا أن مقدار ما يتأين من الحامض هو (س مول/كر) فإن:

. س مول/لنر = [CH₃COO⁻] = [H₃O⁺]

وباعت بار أن مقدار ما يتأين من الحامض قيمة صغيرة بالمقارنة مع تركيز الحامض لذلك فإن:

. مول/لتر ، ۲ = [CH3COOH]

 $[CH_3COO^*][H_3O^+]$ = Ka وبالتعويض في العلاقة Ka (U^0) = V^0 (V^0) = V^0 = $V^$

موسوعة الكيمياء الشاملة

ب- يتفكك ملح إيثانوات الصوديوم كلياً في الماء:

[CH₃COOH] بسبب التأين يمكن اعتبار أن: [CH₃COO] - ۰٫۳ مول/لتر.

.,۲ = [CH3COOH] ، مول/لتر.

وبالتعويض في تعبير ثابت تأين الحامض Ka:

$$\frac{\left(\cdot, \Upsilon\right) \left[H_{3}O^{+}\right]}{\left(\cdot, \Upsilon\right)} = {}^{\circ} 1 \cdot \times 1, A$$

(H₃O⁺) مول/لنر.

 $PH = -1e^{-1} \times 1.7 = PH$

ناكميظ أن إضافة الأيون المشترك (CH $_3$ COO) إلى محلول الحامض قد أدى إلى خفض تركيز $^+$ 4 $_3$ 0 المتنفير قيمة $^+$ 4 من $^+$ 7 $_3$ 1 .

أهمية الأيون المشترك:

١ - يستفاد من هذه الظاهرة في الكيمياء التحليلية عند ترسب أيون معين.
 ٢ - في المحاليل المنظمة (محاليل بفر).

المحلول المنظم "محلول بفر":

هـو المحلول الذي يحافظ على الرقم الهيدروجيني PH تقريباً، حيث Y يتغـير تركـيز $[H_3O^4]$ كثيراً فيه عند لإضافة كميات قليلة من حامض قوي أو قاعدة قوية إليه.

أنواع محاليل بفر:

١- حامض ضعيف وملحه:

أ-عند إضافة قليل من حامض قوى إليه:

CH₃COOH \rightleftharpoons CH₃COO' + H⁺
CH₃COONa \longrightarrow CH₃COO' + Na⁺
HCl \longrightarrow H⁺ + Cl'

يسزداد تركيز أبونات $^+$ H فينحرف التفاعل نحو اليسار وتتحد أبونات الخسلات مع أبونات $^+$ H المضافة فيقل تركيزها حسب قاعدة لي $^-$ شاتلييه وبذلك لا يتغسير تركيز $^+$ H كثيراً ويكون تغير السلاط طففاً فيحافظ المحلول على رقمه الهيدروجيني تقريباً.

ب-عند إضافة قليل من قاعدة قوية إليه:

CH₃COOH \rightleftharpoons CH₃COO' + H⁺
CH₃COONa \longrightarrow CH₃COO' + Na⁺
NaOH \longrightarrow Na⁺ + OH'

ĕləci ĕuçı

يقل تركيز أيونات H^+ فينحرف التفاعل نحو اليمين حيث تتحد مع أيونات OH التكوين الماء فيزداد تفكك حامض الخليك المتعويض عن H^+ المستهلك حسب قاعدة لي شاتليه فلا يتغير تركيز H^+ كثيراً ويكون تغير PH طنيفاً.

٢- قاعدة ضعيفة وملحها:

أ-عند إضافة قليل من حامض قوي: تنطبق نفس معلومات النوع الأول أعلاه

على النوع الثاني هذا.

ب-عند إضافة قليل من قاعدة قوية.

ملاحظات:

 ١- يعتبر دم الإنسان محلول بفر معقد التركيب، PH الدم = ٧,٤ وأي تغير محسوس في قيمة PH الدم يسبب حالات مرضية شديدة.

۲- يعتبر ماء البحر محلول بفر قيمة PH له تتراوح بين (۸,۱ ۸٫۳).

خطوات حل أسئلة محاليل بفر:

١- نحسب PH1 قبل الإضافة بتعويض التراكيز الأصلية (المعطاة في المؤل) في أحد قانوني الأيون المشترك.

٣- نحسب PH2 بعد الإضافة بتعويض التراكيز الجديدة (الت نحسبها كما يلي): في أحد قانوني الأيون المشترك.

الحالة الأولى:



[الحامض]= الجديد = [الحامض الضعيف] + [* H] الناتج من الحامض القوي المضاف. [الملح] = الجديد بالعكس = [الملح] المعطى الناتج من الحامض القوي المضاف.



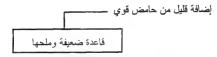
موسوعة الكيمياء الشاملة

الحالة الثانية:



[الحامض]- الجديد = [الحامض الضعيف] +[OH] الناتج من الحامض القوي المضاف. [الملح] الجديد بالعكس = [الملح] + الناتج من القاعدة القوية القاعدة المضافة.

الحالة الثالثة:



[القاعدة] المبيرة = [القاعدة] النصاف [H] الناتج من تفكك الحامض القوي المضاف. [الملح] [الملح] [H] الناتج من تفكك الحامض القوي المضاف.

الحالة الدابعة:



[القاعدة] المبيرة = [القاعدة] المبينة [OH] الناتج من القاعدة القوية. [الملح] البيد عن = [الملح] + [OH] الناتج من القاعدة القوية.

مثال:

لــتر مــن محلــول مــنظم يحــتوي (١, ، مول) من حامض البنزويك C6H5COONa جد التغير كروات الصوديوم C6H5COONa جد التغير في PH المحلول بعد إضافة (١, ، مول) من حامض HCl البه علماً أن

لحامض البنزويك = ٩ .٤،١ ولو ٢ = ٣٠٠، ولو ٥ = ٧٠، الحل:

حساب PH قبل الإضافة: (بتعويض التراكيز الأصلية):

= 2.19 + ٣٠٠ = 2.3 قبل الإضافة.

حساب PH بعد الإضافة: (بنعويض التراكيز الجديدة):

[الحامض]المدد = ۱,۱ + ۱,۱ = ۲,۰ مولاري

$$[llatz]_{ll_{prigr}} = 1,1$$
 $0,1 = 0,1$ $0,1 = 0$

$$-91,3 + 101 + 1,13 + 010$$

= ٣,٨٩ بعد الإضافة

PH1 PH2 = PH Δ

= ٢,٨٩ - ٤,٤٩ = - ٠,٦٠ التغير طفيف لأنه محلول بفر.

ملاحظة:

الحجم في هذا المثال ١ لتر ... عدد المولات = المولارية

ثابت حاصل الذوبان:

هــو عدد ثابت يمثل حاصل ضرب تراكيز الأيونات الناتجة في توازن ذوبان في المحلول المائي المشبع كل تركيز مرفوع إلى أس يمثل عدد الأيونات في معادلة التأين لملح شحيح الذوبان في الماء بدرجة حرارة معينة.

 $AB \Rightarrow A^+ + B^+$

التعبير عن ثابت حاصل الذوبان (ك ذ):

أمثلة:

$$MGF_2 = MG^{+2} + 2F$$
 $[Mg^{+2}]^*[F]^- = 3 \, d$
 $AgS = 2Ag^+ + S^{-2}$
 $^*[Ag^+][S^{-2}] = 3 \, d$
 $Ag^+ + CI^- = AgCI^ ^*[Ag^+][S^{-2}] = 3 \, d$
 $^*[Ag^+][S^{-2}] = 3 \, d$
 $^*[Ag^+][S^{-2}] = 3 \, d$
 $^*[Ag^+][S^{-2}] = 3 \, d$
 $^*[Ag^+][CI]$
 $^*[AgCI] = 4 \, d$
 $^*[AgCI][Ag^+] = [AgCI] \times d$
 $^*[Ag^+][CI][Ag^+] = [AgCI] \times d$
 $^*[Ag^+][AgCI] = 3 \, d$

ك ذ = [Ag⁺] ثابت الذوبان

ا ثابت ا ثابت ا

ملاحظات في حسابات ك ذ:

١- قابلية الذويان: هي عدد مولات أو غرامات الملح الشحيح الذوبان في الماء التسي تشبع حجماً معيناً (انر) مثلاً من المحلول بدرجة حرارية معينة، والتي تمثل قيمة (س) في الفرضية، وتمثل وحدة التركيز المولاري عند التعويض في علاقة ك ذ ولا بجوز تعويضها بوحدة التركيز الغرامي (عدد الغرامات في انتر من المحلول).

ن =
$$\frac{e}{\pi}$$
 أو التركيز المولاري = الوزن الجزيئي

Y = 2- ندما يعطي أو يطلب السؤال ك ذ أو قابلية الذوبان فالملح شحيح الذوبان بالماء (>). >

٤- مر سابقاً إن الأبون المشترك يزيد من ترسيب الملح شحيح الذوبان فيقلل من قابلية في المنافقة المناف

ذو يان

$$AgCl_{(s)} \rightleftharpoons Ag^+ + Cl^ HCl \longrightarrow H^+ + Cl^-$$

 □ نكتب معادلة تأين واحدة للملح الشحيح الذوبان عندما يكون المحلول مشبع (أي في الماء النقي) ونكتب معادلتين عند وجود أيون مشترك الأولى لتأين الملح الشحيح الذوبان (
) والثانية للملح الكثير الذوبان بالماء (

موسوعة الكيمياء الشأملة

- ٦- الحاصل الأيوني: وهو حاصل ضرب تراكيز الأيونات الناتجة من تفكك ملح شحيح الذوبان كل منها مرفوع إلى أس مثل عدد الأيونات في المعادلة ونقارن الحاصل الأيوني مع قيمة ك ذ حيث:
- إ- إذا كان الحاصل الأيوني = ك ذ فالمحلول مشبع (في حالة توازن ذوبان)
 أى أن:

سرعة الترسيب = سرعة الذوبان

- ب- إذا كان الحاصل الأيوني أصغر من ك ذ فالمحلول تحت الإشباع لذلك يذوب الملح (أمامي) حتى يتساوى الحاصل مع ك ذ فيتوقف الذوبان.
- ج- إذا كان الحاصل الأيوني أكبر من ك ذ فالمحلول فوق الإشباع لذلك يترسب الملح (خلفي) حتى يتساوى الحاصل مع ك ذ فيتوقف الترسيب.

أسئلة:

س ١: علل ما يأتي:

- ا يعتبر حامض الخليك CH₃COOH حامض أحادي البروتون بالرغم من
 احتوائه على أربعة ذرات هيدروجين؟
- ٢- لا يعتبر سكر العنب C₃H₁₂O₆ وغاز الميثان CH4 حوامض بالرغم من
 احتوائهما على ذرات هيدروجين؟
- $^{-}$ لا يعتبر كحمول الأثبل C_2H_5OH قاعدة رغم احتوائه على مجموعة هيد وكسيد؟
- ٤- يعتبر ثنائي أوكسيد السليكون SiO₂ أوكسيد حامضي بالرغم من أنه لا يذوب في الماء ولا يغير لون زهرة الشمس ؟
- و- يعتــبر أوكمبيد النحاس CuO قاعدي بالرغم من أنه لا يذوب في الماء و لا
 يغير لون زهرة الشمس؟

أجوية:

:15

١- لأن ذرة هيدروجين واحدة فقط وهي الأخيرة في صيغة الحامض هي التي
 نتأين وتسبب الحامضية.

CH₃COOH → CH₃COO + H⁺

- لأن جزينات هذه المواد تكون ذرات الهيدروجين فيها غير قابلة للتأين في
 الماء وبذلك لا تتحرر أيونات الهيدروجين التي تسبب الحامضية.
 - ٣- لأن مجموعة الهيدروكسيد في جزيئة الكحول غير قابلة للتأين في الماء.
 - أنه يتفاعل مع القواعد مكوناً أملاح السيلكات وماء.
 - الأنه يتفاعل مع الحوامض مكوناً أملاح النحاس II وماء.

س ٢: ما الذي يسبب القاعدية؟

 ج٢: إن سبب القاعدية هو وجود أيون الهيدروكسيد OH⁻¹ الناتج من تفكك القاعدة في الماء.



الكيمياء العضوية

هـــي إحدى فروع علم الكيمياء الذي يختص بدراسة المركبات العضوية التـــي يكون الكربون عنصراً أساسياً فيها يليه الهيدروجين وعناصر أخرى مثل الأوكسجين والنيتروجين وغيرها.

وقد عرفت الكيمياء العضوية في عام ١٨٥٠م على أنها كيمياء المركبات التي تنشأ بفعل قوة حيوية دلخل جسم الكائن الحي لذا أطلق عليها اسم العضوية.

ثم أخذ هذا التعريف بالتطور حتى عام ١٩٥٥م عندما تمكن الكيميانيون مسن تحضير مركبات عضوية جديدة، وكانت هذه المركبات لا تمت بصلة إلى السنظام الحسى، فأصسبحت الكيمياء العضوية تعرف على أنها كيمياء مركبات الكربون، وكان هذا التعريف فيه خطأ أيضاً لأن عدداً قليلاً من مركبات الكربون كثاني أوكسسيد الكسربون CO2، وكسربونات الصوديوم Na₂CO₃، وسيانيد البوتاسيوم KCN تعتبر مركبات غير عضوية.

ويتميز الكربون بخصائص تميزه عن باقي عناصر الجدول الدوري، لأن ذراته لها القدرة على الارتباط تساهمياً معاً أو مع عناصر أخرى بطرق متعددة مما ينتج عنه تكوين عدد غير محدود من المركبات التي تتدرج من أبسطها وهو الميثان CH4 إلى مركبات أعقد وهي الأحماض النووية.

وتعتمد معظم الدراسات العلمية على مبادئ الكيمياء العضوية كالدر اسات التــــى تتعلق بالنباتات والحيوانات أو الكائنات الدقيقة بالإضافة إلى حقول علمية أخرى كعلم الأدوية، الكيمياء الحيوية والزراعة وغيرها.

وتستكون المركسبات العضوية بشكل أساسي من الكربون بالإضافة إلى إمكانية تواجد عناصر أخرى كالهيدروجين أو الأوكسجين أو النيتروجين ونسب قليلة من الفسفور والكبريت.

الميزات العامة للمركبات العضوية:

 ١- تحـــتري علــــى الكــربون في تركيبها كعنصر أساسي يليه الهيدروجين وعناصر أخرى.

٢- قابلة للاحتراق وتتحلل بالتسخين.

٣- غالباً ما تر تبط ذر اتها بأو اصر تساهمية.

4- الكثير منها لا يذوب في الماء ولكنها تذوب في السوائل العضوية كالأيثر
 و الأسيتون و غير ها.

الأواصر بين ذرات الكربون في المركبات العضوية :

هي أواصر تساهمية، ويكون الارتباط بين ذرات الكربون إما:

١. بشكل سلاسل مفتوحة:

أ- مستقيمة (مستمرة).

ب- متفرعة (متشعبة).

٧. بشكل سلاسل مغلقة (حلقية).

ملاحظة:

 ١- إذا كـان الارتـباط بيـن ذرات الكربون في المركب العضوي بأواصر تساهمية مفردة عندها يكون المركب مشبع (غير فعال).

مثل الميثان وCH والإيثان C₂H₆.

٣- إذا كان الارتباط بين ذرتي كربون في المركب العضوي بأصرة تساهمية
 مزدوجة أو ثلاثية عندها يكون المركب غير مشبع (فعال).

مثل الإيثلين C₂H₄ والأستيلين C₂H₂.

الأواصر في المركبات العضوية:

۱- تهجين SP³ ابناء جزىء الميثان SP³:

في التوزيع الإلكتروني لذرة الكربون نجد أن عدد الإلكترونات = ٦.

فإذا توقعنا أن هنالك أواصراً تساهمية بين الكربون والهيدروجين فإن الإكترونين المفردين من الكربون ينشأن آصرتين تساهميتين مع ذرتين من ذرات الهيدروجين مكوناً جزيء الميالين CH2.

إنا نعرف أن أبسط مركب كربوني هو الميثان ، CH، وأن الكربون يكون في معظم مركباته رباعي التكافؤ، فكلما ازدادت الأواصر في الذرة ازداد شباتها، لذلك وحتى يكون الكربون أربعة أواصر متكافئة لابد من وجود أربع مدارات متماثلة يدور في كل منها إلكترون مفرد، تتواجد في المستوى الخارجي للذرة، لذلك يلجأ الكربون المتهجين أي مزج مدارات ذرية مما ينتج عنه نشوء مدارات خيدة متماثلة في الشكل والطاقة تتفوق على المدارات غير المهجنة.

فتهجيس الكربون يتضمن رفع إلكترون من المدار 2S ليصبح لدى الكربون أربعة إلكترونات مفردة تشكل الأواصر المطلوبة، وبما أن المدارات الأربعة الناتجة تكون متماثلة في الشكل والطاقة فسنرمز لها بنفس الرمز SP^3 لأنها نتجست من V^3 من مدارات V^3 و V^3 من مدارات V^3 ويباعد بينها زوايا مقدار كل منها V^3 .

وتتشكل الأواصر التساهمية الأربعة نتيجة تداخل كل مدار من مدارات SP^3 مسع مدار مسن 1S من ذرة هيدروجين، فتشكل معاً هرم رباعي الأوجه منتظع.

٢- تهجين SP² "بناء جزيء الإيثلين":

عـندما تتصل نرة الكربون بثلاث نرات أو مجموعات مجاورة لها من السنرات فإنها تلجأ إلى تهجين من SP²، ويتضمن هذا النوع من التهجين رفع الكترون من المدار 2S إلى المدار PD فينتج عنه ثلاثة مدارات جديدة من نوع

SP²، وتكــون هذه المدارات متماثلة في الشكل والطاقة وتقع في مستوى واحد يباعد يبنها زوايا تبلغ كل منها ١٢٠.

ويبقى لـذرة الكربون مدار من نوع 2P يكون عمودياً على المستوى السذي تقـع فـيه المدارات المهجنة التي يرمز لها بالرمز SP^2 لأنها نتجت من مشاركة Y^2 من مدارات S و Y^2 من مدارات Y^2 .

ووفقاً لهذا التهجين ترتبط ذرتي الكربون المتجاورتين معاً بآصرة قوية من نوع δ تنتج عن تداخل مداري $SP^2 - SP^2$ بالإضافة إلى آصرة أضعف من نوع Π تنتج عن تداخل مداري $P_z - P_z$ غير المهجنة.

وينتج تسرابط كل من ذرتي كربون مع ذرة الهيدروجين المجاورة من ${
m SP}^2$ مداري ${
m SP}^2$ من الكربون مع 1 ${
m SP}^2$ من الهيدروجين في آصرة من نوع δ

٣- تهجين SP "بناء جزيء الأستيلين":

عـندما تتصل ذرة الكربون بذرتين أو مجموعتين متجاورتين لها فإنها للجـا إلــى تهجين من نوع SP ويلاحظ في هذا النوع من الترابط وجود آصرة ثلاثية بين ذرتى الكربون المتجاورتين.

وينتج هذا النوع من التهجين عن رفع الكترون (من ذرة الكربون) من المدار 28 ليكونان متشابهين في الشكل والطاقة، ويباعد بينهما زاوية مقدارها 1۸۰.

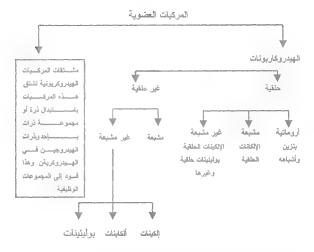
وتتشأ وفق هذا التهجين آصرة تربط بين ذرتي الكربون المتجاورتين من نوع Π نوع δ ناتجة من تداخل مداري SP-SP، بالإضافة إلى آصرتين من نوع Π تنستجا من تداخل المدارات (P_y-P_y) و (P_z-P_z) غير المهجنة جانبياً أحدهما فوق محور الجزيء وتحته والأخرى على جانبيه من الأمام ومن الخلف.

أما الأواصر التي تربط كل ذرة كربون مع ذرة الهيدروجين المجاورة فتنتج من تداخل مداري SP من الكربون مع 15 من الهيدروجين في آصرة من نوع 8.

أنواع المركبات العضوية:

تمـــتاز المركبات العضوية بتعدد أنواعها وخصائصها ولتسهيل دراستها فقد تــم تقسيمها إلى مجموعات تتضمن كل منها فئة من المركبات التي تكون متشـــابهة فــي صفات معينة، وقسمت هذه المجموعات إلى فئات أصغر تتضمن مركــبات يتكون بناءها من المجموعة الوظيفية التي يقصد بها ذرة أو مجموعة ذرات تحدد الخصائص الكيميائية للمركب.

والمخطط التالى يمثل أنواع المركبات العضوية:



 ١- الهــيدروكربونات المشــبعة: هي التي ترتبط ذرات الكربون فيها بأواصر تساهمية مفردة وتكون غير فعالة مثل الميثان والإيثان. ٢- الهسيدروكربونات غير المشبعة: هي التي ترتبط ذرتي كربون فيها بأصرة تساهمية ثنائية أو ثلاثية وتكون فعالة مثل الإثبلين والإستيلين.

والجدول التالي يبين بعض المجموعات الوظيفية الشائعة:

وري مقال ريز در ا	النجيوعة الرطيقية
H ₂ C=CH ₂ ایثین	C = C الآصرة الثنائية -1
HC=HC استيلين	 -C =C - الأصرة الثلاثية -C =C - الآصرة الثلاثية
CH ₃ Cl کلورومیٹان	-C -X - 1141 - 7
CH ₃ CH ₂ OH ایثانول	1-الكحول -C-OH
CH ₃ OCH ₃ ثنائي مثيل ايثر	۵-الإيثر - C-O -C -

الهيدروكربونات المشبعة:

الالكانات:

تعتبير الالكانات هيدروكربونات (آي مركبات هاي كربون و ميدروجيس فقط) مشبعة (آي نحتوي على أواصر أحادية (C-C)، وتكون صبيغة الالكانات العامة ${\rm Cn}H_2n^{+2}$ ، وتقسم إلى سلاسل مستقيمة عادية وسلاسل معقوعة.

السلاسل المستقيمة العادية (ء - الكان):

يمثل الميثان CH_3 أبسط هذه الاكانات يليه الإيثان C_2H_6 ثم البروبان C_3H_6 ، وهكذا، فالسلملة المستقيمة تتضمن اتصال وحدات $(-CH_2)$ المتتابعة في سلسلة متصلة تبدأ بـ CH_3 وتتنهي CH_3 كما في الصيغة التالية: $CH_3(CH_2)nCH_3$ ، حيث CH_3 حدد وحدات $-CH_2$.

إن وجود أكثر من صيغة بنانية تختلف في ترتيب الذرات لصيغة جزيئية واحدة تعرف بالتصاوغ، والمركبات التي لها نفس الصيغة الجزيئية ولكنها تختلف في صيغها البنائية تعرف بالمصاوعات. وظاهرة التصاوغ شائعة جداً في المركبات العضوية.

مجموعة الألكيل:

وهي المجموعات التي تنتج عن فقدان ذرة هدروجين من الألكان، كما في المرسِق $(-CH_3)$ ، وتعتبر مجموعة الألكيل مشتقة من الميثان $(-CH_3)$ ألكان، وتستخدم كمجموعات مساعدة في تسمية المركبات العضوبة.

تسمية الألكانات:

كانت المركبات العضوية في حداثة علم الكيباء العضوية تستخدم دون أي معرفة بتركيبها البنائي، وأطلق عليها تسميات تبعاً لأصولها أو خصائصها أو لأساء علماء علماء عرفوها، فالمنتول مثلاً هو مركب عضوي سمي بذلك اعتماداً على زيت المنت الذي يشتق منه، واستمر الأمر كذلك حتى كان اجتماع الاتحاد الدولي للكيمياء النظرية والتطبيقية (IUPAC) في جنيف حيث اتفق العلماء على وضع أسس وقواعد بسيطة منطقية لتسمية المركبات العضوية بعد أن اعتمدوا فكرة لكل مركب عضوي هيكل بنائي خاص به، تضاف عليه مجموعات بديلة وأخرى وظيفية تمثل مركز نشاط المركب.

تسمية المركبات الألكانية:

تعتبر الألكانات مركبات ألفاتية (مركبات عضويه غير حلفية) هيدروكربونية مشبعة.

يــتكون اسم المركب الألكاني من مقطعين يدل المقطع الأول على عدد ذرات الكربون في السلسلة ويدل المقطع الثاني على أن المركب مشبع.

قواعد تسمية الألكانات وفقاً لنظام (IUPAC):

- ١ تختار أطول سلسلة هيدروكربونية متصلة.
- أ- يحدد اسم الألكان الذي يمثل أطول سلسلة هيدروكربونية متصلة.
- ب- تخستار السلسلة ذات الفروع الأكثر في المركب الحاوي على سلسلتين
 لهما نفس الطول.
- ٧ تعطى ذرات الكربون أرقاماً ابتداءً من الطرف الأقرب للتفرع، وفي حالة تساوي العدمن الجهتين (عندما ببدأ الثفرع عند نفس ذرة الكربون في كلتا الحالتين) يكون الترقيم بحيث يستخدم مجموع رقمي أقل للدلالة على مواقع الفروع.
 - ٣- ترقم التفرعات من نقاط اتصالها بالسلسلة وتعطى اسماء تدل عليها.
- ٤ يكتب الاسم كوحدة واحدة مسع استخدام الفواصل (١) بين الأرقام والشرطات (-) بين الرقم والاسم.
- أ-فىي حالة وجود أكثر من مجموعة بديلة متشابهة على نرات الكربون في السلسلة تستخدم المقاطع ثنائي أو ثلاثي لتدل على عددها.
- ب-عند كتابة الاسم ترتب المجموعات البديلة وفقاً للترتيب الأبجدي للحروف.
 الخواص الفيز يائية للألكانات:
- الألكانات هي مركبات غير قطبية لذلك تكون قوى الترابط بين وحداتها
 البنائية ضعيفة.
- ٢- تكون الألكانات الأربعة الأولى وهي: ميثان، إيثان، بروبان، بيوتان في الحالة الغازية في درجات الحرارة العادية، وتكون الألكانات المكونة من خمسة ذرات كربون وحتى سبعة عشر في الحالة السائلة تحت نفس

الظروف العادية، أما الألكانات المكونة من ثمانية عشر ذرة كربون فما فوق فتكون في الحالة الصلبة.

 (CH_2) مع زيادة وحدة (\dot{r}) مع زيادة وحدة (\dot{r}) مع زيادة وحدة (\dot{r}) للألكان وذلك بسبب زيادة قوى الترابط بين الوحدات البنائية في الجزيء عند إضافة وحدة أو وحدات إضافية.

ث - تتخفض درجة غليان الألكانات عند وجود النفرعات التي تجعل شكل المركب الألكاني أقرب إلى الشكل الكروي، أما الألكان غير المتفرع فيكون شكله أقرب إلى الشكل الأسطواني ومساحة سطح الكرة أقل من مساحة الأسطوانة إذا تساوتا في الحجم.

ولكون الألكانات مركبات غير قطبية فإنها تذوب في المذيبات غير
 القطبية أو القلبلة القطبية كالألكانات أيضاً أو ثنائي إيثيل إيثر أو البنزين
 ولكنها لا تذوب في الماء.

البيثان 4 CH4:

يعتبر غاز الميثان $_{\rm cH}$ من أبسط الألكانات ونظهر صيغته الجزيئية أن ذرة الكربون مهجنة $^{\rm SP}$ تكون أربعة أواصر من نوع $^{\rm SP}$ مع أربعة ذرات هيدروجين تنتج عن تداخل مدارات $^{\rm SP}$ من ذرة الكربون مع مدار $^{\rm SP}$ من ذرة الهيدروجين، مكونة هرماً رباعي الشكل منتظم الأوجه يكون في مركزه الكربون ورؤوسه ذرات الهيدروجين، وتبلغ الزاوية التي تباعد بين كل آصرتين $^{\rm SP}$.

خصائص غاز الميثان:

يتميز غاز الميثان بالخصائص التالية:

١ - مركب غير قطبي.

٢- غاز شفاف عديم اللون والرائحة.

٣- قليل الذوبان جداً في الماء ولكنه يذوب في الكحول.

 2 يشتعل بلهب أزرق باهت مكوناً غاز 2 وماء.

 $CH_4 + 2O_2 \longrightarrow CO_2 + 2H_2O$

٥- لا يتفاعل مع ماء البروم الأحمر حيث لا يزيل لونه الأحمر.

٦- غاز خفيف أخف من الهيدروجين، سريع الاشتعال.

٧- يتحول إلى سائل بالضغط والنبريد.

رقيم وذلك لأن النشاط الكيميائي كيقية الألكانات، وذلك لأن الذرات فيها ترتبط بأواصر من نوع δ (أحادية مشعة) وتتمتع هذه الأواصر باستقرار وثبات فلا تتأثر بالمؤكسدات.

مصادر غاز الميثان الطبيعية:

 ا يوجد غدار الميثان بكثرة في البرك والمستنقعات بسبب تجمع المواد النباتية في قاع البرك، وتفسخ المواد العضوية فيها.

٢ - يوجد أو ينبعث من شقوق مناجم الفحم.

٣- غاز الميان ها أحد مكونات الغاز الطبيعي المتصاعد من حقول البترول.

وجد بنسبة كبيرة في الغاز الطبيعي الناتج من تقطير البترول.

طرق تحضير الألكانات:

ا- يمكن تحضير الألكانات مختبرياً من تسخين أملاح الأحماض الكربوكسيلية مسع الجمير الصودي (وهو عبارة عن خليط من أوكسيد الكالسيوم CaO وهيد وكسيد الصوديوم (NaOH) ويحضر وفق المعادلة التالية:

٢- يمكن تحضير الميثان صناعياً وذلك بإمرار غازي أول أوكسيد الكربون
 CO والهيدروجين H₂ على مسحوق من مزيج النيكل في درجة حرارة
 (٥٠٠م)، وفق المعادلة التالية:

٣- يمكن تحضير الميثان بتأثير ماء في محلول حامضي على كربيد الألمنيوم
 مع التسخين وفق المعادلة التالية:

3 - يحضر الميثان في المختبر بتسخين خلات الصوديوم مع خليط هيدروكسيد الصدوديوم وأوكسيد أو هيدروكسيد الكالسيوم ويجمع الغاز بإزاحة الماء إلى الأسفل.

$$CH_3COONa + NaOH \longrightarrow CH_4 + Na_2CO_3$$
 $a_4 \in A_4$
 a_4

- يمكن تحضير الألكانات بهدرجة الألكينات والألكانات بوجود عامل مساعد كالبلاتين Pt أو البالاديوم Pd وهذا التفاعل يتضمن إضافة هيدروجين على ذرتسي الكربون المشتركتان بالآصرة الثنائية أو الثلاثية بحيث تتحول الأواصر غيير المشبعة (Π الثنائية أو الثلاثية) إلى أواصر أحادية من نوع δ ، وتتم التفاعلات كما في المعادلات التالية:

موسوعة الكيمياء الشاملة

$$\begin{array}{cccc} CH_3CH_2CH_3 & \begin{array}{cccc} & Pd & \\ & \end{array} & CH_3CH \approx CH_2 + H_2 \\ \\ & & \\$$

يتضح اننا من المعادلتين السابقتين اللتين توضحان التفاعل الحاصل أن هدرجة الألكين تحتاج إلى امول من الهيدروجين H_2 بينما تحتاج هدرجة الألكين إلى ٢ مول من الهيدروجين $2H_2$.

تفاعلات الألكانات:

تكون الألكانات في الحالات الطبيعية غير نشطة كيميائياً ولكنها تخضع للتفاعلات التالية عند تعريضها لظروف معينة:

١ - التفاعل مع الهالوجينات كغاز الكلور، ويحدث هذا التفاعل بوجود الضوء أو
 الحرارة، ويدعى هذا التفاعل هلجنة الألكانات.

$$CH_3Cl+HCl$$
 تفاعل الهلجنة $CH_3Cl+HCl$ تفاعل الهلجنة كلوروميثان ميثان

ويستم تفاعل هلجنة الميثان باستبدال ذرة هيدروجين بذرة كلور من غاز Cl_2 ، وهذا التفاعل غير مستقر لذلك يمكن أن يتكرر الاستبدال للمرة الثانية والرابعة بوجود غاز الكلور في التفاعل السابق و X_2 بشكل عام حيث X_2 .



$$CCl_4 + HCl$$
 UV $CHCl_3 + Cl_2$ $CHCl_3 + Cl_2$ $CHCl_3 + Cl_3$ $CHCl_3 + Cl_3$

(مذیب عضوی)

ويمكن الستحكم في تفاعلات الاستبدال وليقاف التفاعل عند الاستبدال الأول بتقليل تركيز غاز الكلور أو زيادة تركيز الألكان المستعمل في التفاعل.

احتراق الألكانات:

عند تعرض الألكانات لدرجة حرارة أكثر من Υ 00 فإنها تحترق وينتج عن احتراقها ثاني أوكسبد الكربون CO_2 والماء H_2O وطاقة، كما في المعادلة التالية التي تمثل احتراق الميثان:

الألكانات الحلقية:

تعتبر الألكانات الحلقية هيدروكربونات مشبعة ذات سلاسل مغلقة مشتقة مسن الألكانات ذات السلاسل المفتوحة بعد فقدها لذرتي هيدروجين، وتكون صيغتها العامة Cn₂Hn.

وأبسط الألكانات الحلق ية هو سايكلوبروبان ذو الحلقة الثلاثية يليه (CH_2) مسايكلوبيوتان ذو الحلقة الرباعية الذي يزيد عن المركب السابق بوحدة (CH_2) و هكذا.

تسمية الألكانات الحلقية:

١- يعتبر الجزء الحلقي هو الأصل ومجموعات الألكيل المتصلة به مجموعات فرعية شم تكمل تسمية الألكانات الحلقية وفق ما هو متبع في تسمية الألكانات المفتوحة، ويسبق اسم الألكان إضافة المقطع سايكاو (حلقي).

٢- تسرقم الحلقة من الطرف الأقرب للفروع مع مراعاة الترتيب الأبجدي
 للفروع.

البترول والغاز الطبيعى:

التركيب الكيميائي للنفط الخام:

هـو سائل زيتي القرام كثيف ذو لون أسود مخضر أخف من الماء، وذو رائحـة غـير مقـبولة، وهـو مـزيج معقـد من مركبات عضوية (المركبات الهيدروكربونـــة الألفاتـية والأروماتـية بنسبة ٨٠-٩٠ تقريباً) هي مكوناته الرئيسـية مـع مقاديـر قلـيلة مـن المركبات العضوية الأخرى الحاوية على النيتروجين والأوكسجين والكبريت

بالإضافة إلى نسبة ضئيلة من أكاسيد الكبريت والنيتروجين.

وأكستر الهسيدروكربونات الموجسودة في البترول هي الهيدروكربونات الحلفسية مثال سايكلوهكسان، وسايكلوبنتان، ويمكننا اعتبار النفط الخام كمحلول لمئات الهيدروكربونات السائلة والصلبة والغازية.

وللسنفط الخام رائحة غير مقبولة بسبب احتوائه على مركبات كبريتية، وتكون نوعية السنفط الخام الموجود بالقرب من سطح الأرض (على عمق عسرات الأمتار) غير جيدة وذلك لفقدانه الكثير من المواد المتطايرة المرغوبة فيها وقد اختلفت النظريات في تفسير أصل النفط الخام والنظرية الأكثر قبولاً هي السنظرية العصوية لأن هناك دلاتل تؤكد صحة هذه النظرية ومن هذه الدلائل اكتشاف آثار لمتحجرات حيوانية مجهرية بالقرب من الطبقات النفطية.

وقد فسرت النظرية العضوية أصل تكون النفط الخام من تعسخ المواد النباتية والحيوانية ليقايا نباتات وأحياء مجهرية بحرية ماتت ثم ترسبت في طبقات الأرض عبر عصور جيولوجية غابرة عزلتها عن الهواء ثم توالت عليها الترسبات وبفعل الضغط والحرارة الشديدين في باطن الأرض تكسرت جزيئات البروتين والكربوهيدرات والدهنيات منتجة مركبات هيدروكربونية أبسط تجمعت في شقوق الصخور وبين الحبيبات الرملية حيث تكونت المكامن النفطية تحت

طبقات صلدة لا تتفذ من خلالها هذه المواد، أو فوق منطقة مائية وبقيت عائمة عليها.

وتدعسى عملية حفر البئر النفطي بـ (الحفر الرحوي) ولا يمكن نقل السنفط الخام من البئر النفطي مباشرة إلى برج التكرير والبدء بتكريره إلى أجزائه الرئيسية حيث يخلص من بعض الشوائب وهي (الغاز الطبيعي والماء والرمال).

تكرير النفط الخام:

هــو عملــية فصل مكونات النفط الخام عن بعضها البعض وتستند على مبدأ النقطير الإتلافي (التجزيئي).

وتتم بتسخين النفط الخام بمعزل عن الهواء إلى حوالي ٤٠٠ م في أبراج خاصة فتتفصل المركبات الخفيفة وتتحول إلى أبخرة وغازات تتصاعد من خلال السيرج لتتكاثف الأبخرة كل منها في طبقة من طبقات البرج وبذلك تتفصل إلى الأجزاء الرئيسية بينما تبقى المركبات الثقيلة في أسفل البرج.

ويتم عملية تكرير النفط الخام بالمراحل التالية:

١- يخلص النفط الخام من الماء والشوائب العالقة به إلى وحدات النصفية.

- ٧- يضخ بخاره إلى أبراج التقطير التجزيئي الضخمة التي يحتوي بعضها على أكثر من ٢٥ وحدة العصل مكونات النقط المختلفة حسب درجات غليانها حيث تتكثف أبخرة السوائل ذات درجات الغليان الواطئة عند قمة البرج بينما تتجمع مكوناته ذات درجات الغليان العالية أسفل البرج.
- ٣- إن عمل أبراج النقطير يتركز بالدرجة الأولى على فصل الغازات والكازولين (البنزين) والكيروسين (النفط الأبيض) وزيت الغاز (كاز أويل)، أما الهيدروكربونات الثقيلة فتسحب من أسفل البرج إلى أجهزة تقطير مفرغة.

3- تزال المواد الكبريتية وخاصة H_2S من الغاز الطبيعي عند إنتاجه من النفط بإمرار الغاز الطبيعي المصاحب لإنتاج النفط في محاليل الإذابة H_2S كمحاليل كربونات البوتاسيوم الهيدروجينية الساخنة حيث أن شروط استعمال الغاز الطبيعي لا تسمح إلا بنسبة ضئيلة جداً من المركبات الكبريتية فيه.

بعض مكونات البترول بعد تكريره واستعمالاتها:

١- غاز المصافى: هو مزيج من عدة غازات منها الإيثان وغازي البروبان والبيوتان اللذان يفصلان ويكبسان في أسطوانات خاصة تعرف باسم الغاز السائل يستخدم لأغراض المتدفئة والطبخ، ويشكل الميثان ما نسبته ١٣٠٠ % من الغاز الطبيعي بالإضافة إلى أكاسيد مثل أكاسيد المنتزوجين والكربون.

 ٣- البنزيسن (الكازولين): يستعمل كوقود للمحركات الخفيفة ذات الاحتراق الداخلي مثل محركات السيارات.

وقد أمكن زيادة نسبة الكازولين المستحصل من النفط الخام بسبب الطلب المستزايد على البنزين (الكازولين) وضنآلة الكمية المستخلصة منه في عملية التقطير التجزيئي للنفط الخام أدى إلى ضرورة ليجاد طرق أخرى للحصول عليه وتوفيره بكميات كبيرة ومن هذه الطرق:

أ- طريقة التفكك أو التكسير الحراري لجزيئات مكونات النفط التقيلة.
 ب- طريقة التهذيب أو البلمرة.

بالإضافة إلى تحسين نوعيته وسميت بالوقود ضد القرقعة حيث إن عملية القرقعة في المكائن ذات الاحتراق الداخلي التي تعمل بالبنزين (الكازولين) تدل على عدم انتظام عملية الاحتراق داخل الآلة والتي تؤدي إلى خفض كفاءة الوقود وإضرار تصيب المحرك ويمكن تجنب حدوث القرقعة بإحدى طريقتين:

- ١- خلط الوقود مع رباعي أثيل أو مثيل الرصاص.
- ٢- إنتاج وقود يحتوي ألكانات متفرعة بنسبة عالية.

س: ما المقصود بعدد الاوكتان للغازولين ؟ وكيف يمكن تحسينه ؟

عدد الاوكتان: هو عدد يستخدم للتعبير عن مدى صلاحية الوقود ومدى ملاءمته للمكاتسن ذات الاحستراق الداخلي التي تعمل بالبنزين، وإذا كان عدد الاوكتان مرتفعاً (١٠٠) مثلاً كما في الايسو اوكتان دل ذلك على أن الوقود جيد لا يسمح بظهور القرقعة.

أما إذا كان عدد الاوكتان منخفضاً (صفر) مثلاً كما في الهبتان الاعتيادي فإن القرقعة تظهر بوضوح وتكون خطيرة في حالة الهبتان مما يدل على أن الوقود غير صالح.

- ١- نقط البيوت (الكيروسين): والمسمى خطأ بالنفط الأبيض يستخدم
 لأغراض التسخين والإضاءة وكوقود للطائرات.
- ٧ زيت الغاز (الكاز أويل): يستخدم كوقود للمحركات الثقيلة ذات الاحتراق
 الداخلي مثل محركات الديزل.
 - ٣- بقايا النقط: الإسفلت، القار.
- ٤- بالإضافة إلى المكونات السابقة يتم الحصول خلال التكرير على الكانات (غازية) ذات أوزان جزيئية صغيرة كالميثان والإيثان، والبروبان، والبيوتان والكانات أخرى ذات أوزان جزيئية، وتكون هذه الألكانات خاضعة إلى عدة عمليات تحطيم لتتحول إلى ألكانات ذات أوزان جزيئية صغيرة يمكن الاستفادة منها.

وتكمن الأهمية الصناعية النفط الخام بالإضافة إلى أهميته كوقود في اعتباره مصدراً رئيسياً لمواد كيميائية عديدة، وهي مواد أولية لصناعات مختلفة مثل الأليف والمنسوجات الصناعية والمطاط والبلاستيك والأصباغ والعقاقير الطبية والمبيدات.

الصناعات البتروكيميائية:

بالإضافة إلى أن عملية التهذيب والتهشيم الحراري والمحفز تولد منتجات تحتوي على نسب عالية من المركبات الأروماتية والألكانات المتفرغة المفيدة كعوامل مضادة للقرقعة إلا أنها تقود أيضاً إلى تكوين مركبات غير مستقرة معرضة للتأكسد والبلمرة مكونة مركبات تقيلة غير مرغوبة كالأصباغ ولمنع هذه التفاعلات يجب إضافة مانعات التأكسد.

إن الغـــازات الناتجة تحتوي على هيدروكربونات غير متفرعة كالاثيلين والبروبلين التي تستعمل بشكل واسع في الصناعات الكيميائية والبترولية. و هذه بعض الأمثلة لمنتحات صناعية من العواد الأولية النفطية:

- 1- اللدائن والبلاستيكات: مثل بولى اثيلين وبولى بروبلين.
 - ٣- الألياف الصناعية مثل: بوليتين.
 - ٣- المطاط اللاصطناعي: مثل بولي بيوتلين.
 - ٥- المنظفات.
 - ٥- المذيبات كالكحولات.
 - ٦- كيمياويات صناعية ووسطية مثل اثيلين كلايكول.
 - ٧- مضادات الآفات والحشرات والعفن.
 - ٨- أمونيا وميثانول.

البلمرة:

يطلق اسم المبلمرات أو الجزيئات العملاقة على المركبات ذات الوزن الجزيئي الكبير، ويستكون البوليمر من تكرار آلاف الوحدات الصغير (جزء واحد)، ويلزم أن تستوفر فسي كل جزيئة من جزيئات المادة ما لا يقل عن موضوعين تفاعليين (قادرين على التفاعل) أي أن كل جزيئة تستطيع أن تتفاعل مع جزيئتين أخريتين على الأقل لكي يحصل منها تبلمر، كالحوامض الأمينية

النَّسي تكون بوليمرات بالتفاعل فيما ببنها كما في البروتينات، وكذلك الألكينات (الهيدروكربونات الأثيلينية) حيث أن الأصرة المزدوجة بين ذرات الكربون عند انفتاحها تعطى موضعين تفاعلين:

$$C = C$$
 $C - C$

وهناك عوامل رئيسية تعتمد عليها خواص البوليمر هي:

1 - طول سلسلة البوليمر (عدد C).

 ٢ - درجة التبلور (أي وجود مناطق تتنظم فيها شعيرات البوايمر كما في البلورة).

٣- مدى التآصر بين سلاسل البوليمر حيث أن زيادة طول سلسلة البوليمر وزيادة درجة التبلور وزيادة التآصر بين السلاسل يقود إلى زيادة القوة الميكانيكية للألياف في البوليمر.

مراحل تحويل الأثيلين إلى بولي اثيلين (بواتين) بوجود أحد البير وكسيدات كعامل مساعد:

١ - تفاعل مباشر: يتكون جذر حر جديد يتفاعل.

$$ROOR \longrightarrow 2RO$$
 ہیروکسید RO + CH $_2 = CH_2 \longrightarrow ROCH_2 - CH_2$

٢ - تفاعل الانتشار:

 $ROCH_2\text{-}CH_2\text{+}n(CH_2\text{=}CH_2) \Longrightarrow ROCH_2CH_2 \ (CH_2\text{-}CH_2)_nCH_2\text{-}CH_2$

RO فيعطى: RO فيعطى: RO فيعطى: RO الانتشار يتفاعل مع RO فيعطى: $ROCH_2CH_2$ (CH_2 CH_2) $_n$ CH_2CH_2 OR



موسوعة الكيمياء الشاملة

الألكينات:

تعتــبر الألكيــنات مركبات هيدروكربونات غير مشبعة وذلك لاحتوائها على آصرة مزدوجة من نوع П.

والصيغة العامة للألكينات هي CnH2n وأبسطها الإيثين CH2 = CH2.

الأواصر في الألكينات:

إن كـل ذرة كربون في جزيئة الإيثين هي ذرة مهجنة Sp^2 وتقع آصرة Π فــي الجــزيء أعلــى وأسفل المستوى الذي يحتوي أواصر δ ، والمقدار التقريبي للزاوية التي تفصل بين كل آصرتين في الجزيء 11.

تسمية الألكينات:

اعــتمد نظــام TUPAC فــى تسمية المركبات العضوية حيث تسمى السلسلة المتصلة من الألكينات وفقاً للألكان المقابل لها باستبدال المقطع (آن) في الألكان بالمقطع (ين) للدلالة على الألكين.

خطوات التسمية:

- ١- تخــتار أطــول سلسلة هيدروكربونية متصلة تتضمن الأصرة المزدوجة
 (C = C).
- Y 1 X 1 X 1 الطرف القريب للأصرة الثنائية X 1 إذا لم تكن مستماثلة من الطرفين فإذا كانت كذلك فيبدأ العد من الطرف الأقرب لأول نغر X 1
 - ٣- يجب تحديد موقع الأصرة الثنائية.
 - ٤- لبعض الألكينات أسماء شائعة منها:

TELESCOPE TO THE PERSON NAMED IN COLUMN TO THE PERSON NAMED IN COL	TELL M. S	THE PARTY OF	
أيثين	إيثلين	$CH_2 = CH_2$	(1
يروبين	برويليين	$CH_3CH = CH_2$	(4
بروبين	إيزوبربيلين أو بروبيلين	CH2 = CH	(4
		CH ₃	

- تسمى الألكينات الحلقية باستبدال المقطع (آن) في نهاية الاسم بالمقطع
 (ين) للدلالة على الألكين الحلقي.

الخصائص الفيزيائية للألكينات:

تتشابه الخصائص الفيزيائية للألكينات مع خصائص الألكانات الفيزيائية:

- الألكينات الأربعة الأولى تعتبر في درجات الحرارة العادية، ولكن
 درجات غليانها تزداد مع زيادة مجموعة (CH₂) حتى تصل إلى ٣٠٠م،
 ويقلل وجود التفرعات في الألكين من درجة الغليان.
- ٣- رغم أن الألكينات مركبات قطبية ألا أنها قابليتها على الذوبان في الماء أكثر من الألكانات لوجود إلكترونات الآصرة II التي ترتبط مع الهيدروجين في جزيء الماء.

تحضير الألكينات:

١ - تفاعلات الحذف:

يمكن تحضير الألكينات من:

أ- تفاعلات حذف الكحولات بوجود حامض قوي.

ب- حذف هاليد الألكيل في وسط قاعدي.

ج- حذف جزيء H_2 من الألكانات بوجود الحرارة.

د- حـنف جـزيء X₂ من المركبات ثنائية الهالوجين (المتجاورة) بوجود عامل مساعد.

أ- حنف الماء (H-OH) من الكحول:

في هذه الطريقة يتم هذف جزيء الماء (H-OH) من ذرتي كربون متجاورتين من الكحول، ويكون حذف ذرة الهيدروجين من ذرة الكربون الأنشط كيميائياً.

ب-حذف (H-X) من هاليد الألكيل:

يــتم في هذه الطريقة حذف الجزيء (H-X): حيث (X: F, Cl. Br, I): من هاليد الكيل في وسط قاعدي، حيث يتم حذف ذرة الهيدروجين في هذا التفاعل من ذرة الكربون الأنشط كيميائياً.

-- هذف جزيء H2 من الألكاتات بوجود الحرارة:

يتم في هذا التفاعل حذف جزيء H₂ من الألكانات بوجود الحرارة ويتم حذف ذرتي الهيدروجين من ذرتي كربون متجاورتين.

د-دنف جزيء X2 من المركبات ثنائية الهالوجين بوجود عامل مساعد:

يتم بواسطة هذا التفاعل حذف جزيء X_2 من مركبات ثنائية الهالوجين بوجود عامل مساعد كالخارصين أو المغنيسيوم ويتم حذف ذرتي الهالوجين من ذرتي الكربون المتجاورتين.

موسوعة الكيمياء الشاملة

٧- تفاعلات الهدرجة:

يـــتم فـــي تفـــاعلات هدرجة الألكاينات تحضير الألكينات بوجود عامل مساعد كالبلاتين أو الحديد أو البالاديوم.

الإثيلين 44 C2H4:

تحضيره مختبرياً: يحضر من تسخين الكحول الإثيلي مع كمية كافية من حامض الكبريتيك المركز إلى حوالى ٧٠أم ويجمع الغاز بإزاحة الماء إلى الأسفل.

$$C_2H_5OH \xrightarrow{H_2SO_4} C_2H_4 + H_2O$$

يسلك حامض الكبريتيك في هذا التفاعل كعامل منتزع لعنصري الهيدروجين والأوكسجين من تركيب الكحول الإثبلي بشكل ماء.

خواص غاز الإثيلين:

٩- عديم اللون ذو رائحة طيبة.

٧- لا يذوب في الماء.

٣- يشتط في الهواء بلهب داخن مضيء مكوناً غاز CO₂ وماء.

$$C_2H_4 + 3O_2 \longrightarrow 2CO_2 + 2H_2O$$

٤- يتفاعل مع ماء البروم حيث يزيل لونه الأحمر.

استعمالات غاز الإثيلين:

١ - يستخدم في تحضير اللدائن (البلاستيك).

٣- يستخدم في انضاج الكثير من الفواكه كالتفاح.

٣- في تحضير الكحول الإثيلي.

الألكاينات:

وهي هيدروكربونات غير مشبعة تحتوي على آصرة ثلاثية (-C≡C-) فيها آصرة من نوع δ وآصرتين من نوع Π.

صيغتها العامة CnH2n-2 أبسطها الإيثاين HC≡CH.

الأواصر في الألكاينات:

يشــبه بــناء الأصــرة للثلاثية الإلكتروني بناء الأصـرة الثنائية للألكين، فجزيء الأسينيلين يتكون من آصـرة أحادية من نوع δ وآصـرتين من نوع Π.

H-C≡C-H

ولا تعتبر الألكابيات أحماضاً قوية ولكنها يمكن أن تتفاعل مع قواعد قويسة مثل صودا أميد (NaNH₂)، عامل غرينيار، فلز الصوديوم على العكس من الألكانات والألكينات التي لا يمكنها أن تتفاعل مع مثل هذه العوامل.

$$C'N^+H_3 \equiv CH + NH_2^- \longrightarrow CH_3C \cong CH_3C$$
 أبون الاستبليد

CH + CH₃MgI CH₃CmgI + CH₄≡ CH₃C

تسمية الألكاينات:

تسمى الألكاينات كما في الألكانات باستبدال المقطع الأخير (آن) من اسم الألكان بالمقطع (آين) للدلالة على الألكاين وذلك وفق نظام IUPAC.

ويبدأ بترقيم المركب من الطرف الأقرب للأصرة الثلاثية، ويجب تحديد موقع الأصرة الثلاثية برقم.

الخصائص الفيزيائية للألكاينات:

١- تعتبر الألكاينات غازية في حدودها الأولى وسائلة في حدودها الوسطى
 وصلبة في حدودها العليا.

٢- كلما زادت طول السلسلة ازدادت درجة غليان وانصهار الألكاينات.

 ٣- الألكاينات غير قابلة للذربان في الماء ولكنها تذوب في هيدروكربونات أخرى أو في المذيبات العضوية.

٤- للألكاينات كثافة أقل من كثافة الماء.

تحضر الألكاينات

بسبب عدم توافر الألكانات في الطبيعة لذلك يتم تحضيرها صناعياً وذلك بعدة طرق منها:

۱ - من كربيد الكالسيوم (CaC₂):

يحضر غاز الأستيلين من تفاعل كربيد الكالسيوم (Ca(C≡C مع الماء كما في المعادلة التالية:

 $Ca\ (C\equiv C)\ CH + Ca(OH) \equiv + H_2O \longrightarrow HC$ أستيلين (الكاين) كربيد الكالسيوم

٢-خلال تفاعلات الحذف في وسط قاعدي:

حيث يتم خلال التفاعلات حنف جزيء X_2 من الألكينات ثنائية الهالوجين.

أو حنف جزيئين X₂ من ألكانات رباعية الهالوجين بوجود الخارصين. تفاعلات الألكامنات:

تتميز الألكابنات ككل الهيدروكربونات غير المشبعة بتفاعلات الإضافة، وكما يأتي:

أ- إضافة H2 للألكاين (الهدرجة):

$$CH_3CH_2CH_3$$
 \longrightarrow $CH + 2H_2 \equiv CH_3-C$
 $(lb2)$ $(lb2)$ $(lb2)$ $(lb2)$

ب- إضافة X2 (الهلجنة):

$$\begin{array}{cccc} CH = CH + Br_2/CCl_4 & & & Br & Br \\ CH = CH + Br_2/CCl_4 & & & CH - CH \\ Br & BR & & Br & Br \end{array}$$

ثنانى برومو ألكين

رباعي يرومو إيثان

(رباعي هاليد الألكان)

ج- إضافة إلى HX الألكاين.

د- إضافة (H-OH) إلى الألكاين.

 $: C_2H_2$ الإستيلين

تحضيره مختبرياً:

يحضر من تفاعل كاربيد الكالسيوم مع الماء ويجمع الغاز بإزاحة الماء الى الأسفل.

$$CaC_2 + 2H_2O \longrightarrow Ca(OH)_2 + C_2H_2$$

خواص غاز الاستيلين:

١- عديم اللون ذو رائحة تشبه رائحة الثوم.

٣- لا يذوب في الماء.

٣- يشتعل في الهواء بلهب داخن وفي الأوكسجين بلهب أزرق باهت.

$$2C_2H_2 + O_2 \longrightarrow 4CO_2 + 2H_2O$$

٤- يتفاعل مع ماء البروم حيث يزيل لونه الأحمر.

استعمالات غاز الاستيلين:

 ١- يستعمل في توليد الشعلة الأوكسي استيلينية والتي تستخدم في قطع ولحم المعادن.

٧- في صناعة المطاط والبلاستيك.

٣- في تحضير حامض الخليك.

الدابينات:

هي مركبات عضوية تحتوي على آصرتين مزدوجتين، صيغتها العامة CnH2n-2 كما في الألكاينات.

أنواع الدايينات:

تَقَسَمُ الدابيناتُ إلى ثلاثُ أنواع تبعاً لموقع الأصرتين المزدوجتين وهي:

١ - الدابينات المنفصلة:

في هذا النوع يفصل بين الأصرتين المزدوجتين أكثر من آصرة أحادية من نوع δ.

$$CH_2 = CH - CH_2 - CH = CH_2$$

٢- الدابينات المقترنة:

في هذا النوع يفصل بين الأصرتين المزدوجتين آصرة أحادية واحدة من δ .

$$CH_2 = CHCH = CH_2$$

٣- الدابينات المتراكمة:

في هذا النوع لا توجد أي أواصر أحادية تفصل بين الأصرتين .

المزيوجتين.

 $CH_2 = C = CH_2$

تسمية الدايينات:

٣-يبدأ بالنرقيم من الطرف الأقرب للأواصر المزدوجة بحيث يكون المجموع
 الرقمي لموقعي الآصرتين أقل ما يمكن.

٣- يعتمد الترقيم الذي تأخذ فيه الفروع رقم أقل للدلالة على موقعها في حالة
 تساوي مواقع الأصرتين المزدوجتين من اليمين واليسار.

طرق تحضير الدايينات:

يستم تحضير الدابيسنات صناعياً من الألكينات والألكاينات بسبب عدم توفر ها في الطبيعة.

تفاعلات الدايينات:

١ - تفاعلات الإضافة:

إن أغلب تفاعلات الدابينات تكون مطابقة لتفاعلات المركبات الحاوية على أواصر ثنائية منفصلة إذ يمكن إضافة (الهيدروجين H₂، والهالوجينات X ، والله الإضافة جزيء الماء (H-OH)).

٢- البلمرة:

نتــبلمر الدابينات إلى مبلمرات ذات وزن جزيئي كبير حيث تتم البلمرة يكسر أحدى الآصرتين المزدوجتين وترك الأخرى، ومن الأمثلة على ذلك المطاط الطبيعي، والمطاط الصناعي، وفيتامين A.

١ - المطاط الطبيعي:

يعتبر المطاط الطبيعي العصارة المتجمعة من بعض أنواع الأشجار الاستوائية، وهو عبارة عن مبلمر وحدته الأساسية هيدروكربون ايسوبرين $C_{\gamma}H_{\rm R}$.

ويمتاز المطاط الطبيعي بالمرونة والمتانة لذلك يستخدم في عدة أغراض مثل صناعة لطارات السيارات.

٢-المطاط الصناعي:

إن الوحدة الأساسية في تركيبه هي البنزين والأثيلين اللذين يتفاعلان بوجود كلوريد الألمنيوم اللامائي في درجة حرارة ٩٥م، وينتج عن هذا التفاعل اثيل بنزين الذي يتبلمر بدوره عن طريق التكاثف وليس الإضافة فيعطي سلسلة طويلة متعددة الأصرة الثنائية تعرف بالمطاط الصناعي.

الهيدروكربونات الأروماتية (العطرية):

 هي مركبات عضوية تحتوي على حلقة واحدة أو أكثر وتشكل إلكتونات مدارات P فيها غيمة Π الأروماتية.

وتوجد هذه المركبات في المواد الغذائية والمواد البلاستيكية وعدد قليل في البروتينات، وكذلك توجد في بعض الأدوية.

ويعتـــبر الفحـــم المشتق من النباتات أصل المركبات الأرومانية ويمكن الحصول عليها أيضاً من البترول.

الأواصر في البنزين:

يعتبر البنزين أبسط المركبات الأروماتية صيغته الجزيئية C₆H₆ ويتكون من سئة ذرات كربون تتصل معاً في حلقة. ويوجد نوعان من التآصر الكيميائي بين ذرات الكربون في حلقة البنزين ولحدة من نوع δ واقعة بين ذرتي كربون متجاورتين (C-C)، والثانية من نوع Π واقعة بين ذرتي كربون متجاورتين (C=C).

الخصائص الفيزيائية للبنزين:

- ١- يعتبر البنزين مركب هيدروكربوني أروماتي غير قطبي.
- لا يذوب في الماء ولكنه يذرب في المذيبات العضوية كالأيثر، ورباعي
 كلوريد الكربون، والبنزين نفسه يستخدم كمذيب.
 - ٣- يكون البنزين مزيج أيزوتروبي مع الماء ويغلى في درجة حرارة ١٤م.
- ٤- يعتبر البنزبن من المركبات السامة لذلك لا يستخدم مختبرياً إلا عند الضرورة.
- درجة انصهار الهيدروكربونات الأرومانية منخفضة نسبياً ولها درجات غليان متوسطة، وهي متفاوتة من مركب إلى آخر.

تسمية المركبات الأروماتية:

تختلف طريقة تسمية المركبات الأروماتية عن تسمية المركبات الألفاتية والمركبات الحلقية وفق نظام IUPAC في تسمية المركبات العضوية، كما يلي:

- ٧- يعتبر البنزين مجموعة بديلة في حالة اتصال حلقة البنزين بملسلة ألكانية متصلة بمجموعة وظيفية أو ملسلة ألكانية مكونة من سبعة ذرات كربون فأكثر وتعطى اسم (فينل).
- ٣- في حالة وجود مجموعتين بديلتين على حلقة البنزين نستخدم المقاطع

التالية بدلاً عن الأرقام لتحديد مواقع المجموعات البديلة على حلقة البنزين:

- المقطع O: أورثو، يشير إلى مجموعتين بديلتين على المواقع ١،٢ من حلقة البنزين.
- المقطع M: ميتا، يشير إلى مجموعتين بديلتين على المواقع ١،٣
 من حلقة البنزين.
- المقطع P: بارا، يشير إلى مجموعتين بديلتين على المواقع ١٠٤ من حلقة البنزين.

وتستخدم هذه المقاطع للمركبات الأرومانية بشكل خاص ولا تستخدم في نظام حلقي آخر.

١-تســتخدم الأرقام لتحديد مواقع المجموعات البديلة في حالة وجود ثلاث مجموعات بديلة على حلقة البنزين، لأن نظام (أورثو، مينا، بارا) لا يعتبر نافعاً في هذه الحالة.

 ٢-يعتبر النفة البين نظام أروماتي آخر وتعتمد في تسميته الأرقام اللاتينية للإشارة إلى مواقع المجموعات البديلة.

تفاعلات البنزين:

١ - الهدرجة:

يمكن إضافة ثلاث جزيئات من الهيدوجين للأواصر الثنائية في البنزين تحن ظروف خاصة (ضغط عالي، دجة حرارة عالية، وجود عامل مساعد كالنيكل Ni، البلاتين Pf)، وينتج سايكاوهكسان.

٢- تفاعلات الاحلال الإلكتروفيلي:

يعتبر البنزين نظام أروماتي يتمتع بثبوت نظام Π لذلك فهو لا يتفاعل معظهم تفاعلات الألكيانات والألكاينات، ويسلك البنزين تحت ظروف معينة تفاعلات الاحلال الالكتروفيلي (وهي تفاعلات يتم خلالها استبدال ذرة هيدروجين

من الحلقة الأرومانية بمجموعة إلكتروفيلية مع الإبقاء على النظام الأروماني). وتصنف تفاعلات الإحلال الإلكتوفيلي في البنزين إلى:

أ- تفاعل الهلجنة:

يتم فيه استبدال ذرة الهيدروجين من حلقة البنزين بذرة هالوجين X. ب- تفاعل الفترية:

ج- تفاعل الألكلة:

يتم فيه استبدال ذرة هيدروجين من حلقة البنزين بمجموعة ألكيل، حيث تــــتم معالجـــة البنزين بهاليد الألكيل بوجود عامل مساعد مثل كلوريد الألمنيوم AICl₃.

د- تفاعل الأسيلة:

هـــ تفاعل السلفنة:

يتم فيه استبدال البنزين بوجود حامض $(SO_3 + H_2SO_4)$ ، ونتج بنزين حامض السلفونيك.

الهيدروكربونات المعوضة

(المشتقات الهالوجينية)

هي مركبات عضوية ذات استخدام واسع النطاق إذ يستخدم بعضها أثناء تحضير المركبات العضوية وبعضها الآخر يستخدم كمبيدات حشرية، إذ أن هذه المركبات سامة لذلك يجب الحذر عند استعمالها ومن الأمثلة على هذه المركبات مركب الكلوروفورم وCHCl3 ومركب رابع كلوريد الكربون إCCl4 اللذين يستخدمان كمذيبات عضوية إذ يسببان تلف الكبد إذا استخدما بكميات إضافية.

وتصنف المركبات التي تحتوي H,C نرة هالوجين إلى الأنواع التالية:

١- هاليدات الألكيل: ويرمز لها (RX) حيث R: مجموعة ألكيل.

 ۲- هالیدات الأریل: ویرمز لها (ArX) حیث Ar: مجموعة أریل، ذرة الهالوجین نتصل بذرة كربون من حلقة البنزین.

 ٣- هاليدات الغنيل: حيث تتصل ذرة الهالوجين بذرة كربون من آصرة ثنائية.

هاليدات الألكيل:

هــي متسلسلة متشاكلة صيغتها العامة $Cn\ H_2n+1X$ ترتبط فيها ذرة الكــربون بـــذرة الهالوجيــن بأصرة تساهمية C-X التي تعتبر المجموعة العاملة والفعالة لأنها أضعف الأواصر في الجزيئة حيث C هالو (هاليد) = C . Br , C . Cl , F

تسمية هاليدات الألكيل:

تسمى هاليدات الألكيل وفق نظام IUPAC بإعطائها المقطع (هالو) بعد السم الألكان.

ويسمى بالطريقة الاعتيادية: هاليدالكيل.

CH₂CHCH₂ يودويرويان

 CH_2F CH₃CH₂Cl CH₃CH₂CH₂Br فلورو ميثان كثورو ايستان بروموبرويان

(برومیدیروبیل)

(فلوريد المثيل) (كلوريد الاثيل)

تصنيف هاليدات الالكيل:

١ -- هاليد الكيل أولى:

ترتبط فيه X بذرة كربون أولية مرتبطة بمجموعة الكيل واحدة وبذرتي هيدر و جبن (عدا هاليد المثيل CH3X بثلاث ذرات RCH2-X هيدر و جين). CH₃

CH3CH3CH3CH3CI (كلوروبيوتان النظامي)

CH₃CHCH₂Br ۱-بر و مو ۲-مثیل بر و بان

(بروميد الايسوبيونيل)

٢- هاليد الكيل ثاتوى:

ترتبط فيه X بنرة كربون ثانوية مرتبطة بمجموعتي الكيل وبذرة هيدروجين واحدة.

> RCHR | X ئانوي CH₃CH₂CHCH₃ Br

٢-يرومو بيوتان (بر وميد البيوتيل الثانوي)

٣- هاليد الكيل ثالثي:

ترتبط فيه X بذرة كربون ثالثية مرتبطة بثلاثة مجاميع الكيل ولا ترتبط

بهيدروجين.



الخواص الفيزيائية لهاليدات الالكيل:

١- تزداد درجة غليانها بازدياد أوزانها الجزيئية، والرئباط جزيئاتها بقوى
 تجاذب فاندر فالس الضعيفة.

(يوديد البيوتيل الثالثي)

- ۲- درجات غلیان RCI < RBr < RI لأن الوزن الذري لــ RCI < Br < I
 (عند بقاء R ثابتة).
- ٣- كثافة هاليدات الألكيل السائلة أكبر من كثافة المركبات العضوية الأخرى
 حيث أن كثافة معظم المركبات العضوية أقل من كثافة الماء.

الخواص الكيميائية لهاليدات الالكيل:

١ - تفاعلات الاستبدال (التعويض):

تعانى هاليدات الالكيل تفاعلات استبدال الهالوجين عند معاملتها مع عدد من الكواشف القاعدية (الباحث عن النواة)، فعند إضافة كلوريد المثيل إلى ميثوكميد الصوديوم ينتج الأيثر وذلك حسب المعادلة التالية:

ويعتبر هذا التفاعل طريقة في تحضير الإيثرات. وذلك عند إضافة كلوريد المثيل إلى سيانيد البوتاسيوم:

ينـــتج ســـيانيد الالكـــيل (نتريل) ويعتبر هذا التفاعل طريقة في تحضير النتريلات.

٢ - تفاعلات الحذف:

وتــــتم بســحب هاليد هيدروجين HX من هاليد الكيل RX عند تسخين محلـــول كحولي لهيدروكسيد الصوديوم أو البوتاسيوم مع كلوريد الأثيل مثلاً أو (كلوروايثان) فينتج الإثلين.

أو يكتب التفاعل باختصار كما يأتي:

$$CH_2 = CH_2 + NaCl + H_2O$$
 \longrightarrow $CH_3-CH_2-Cl + NaOH$
 KOH المِثْلِين (لِيشِن) Δ أو

تحضير كاشف كرينيارد: من تفاعل هالبد ألكيل مع المغنيسيوم في الإيثر الجاف. HOH

٣- التطل المائي لهاليدات الالكيل:

(كحول البيونال الثالثي) تحضير هاليدات الالكيل:

١ - من الكحولات:

أحيستفاعل الكهــول مع حامض هالوجيني مركز (عكس النفاعل أعلاه) كتفاعل كحول البيوتيل الثالثي مع HBr المركز عند تحضير بروميد البيوتيل الثالثي:

(يروميد البيوتيل الثالثي)

ب- يستفاعل كحول (أولي أو ثانوي) مع ثلاثي كلوريد الفسفور: كتفاعل كحول الاثيل مع PCI لتحضير كلوريد الاثيل، هاليدالكيل.

٢ - من الالكينات (الاوليفينات):

باضافة جزيسة هاليد هيدروجين HX إلى الألكين مثل إضافة بروميد الهيدروجين إلى بروبين (حسب قاعدة ماركونيكوف).

CH₃CH = CH₂ + H-Br \longrightarrow CH₃ CH-CH₃ Y- χ eopy, epilo Y-Y- χ eopy, epilo

أهمية بعض المشتقات الهالوجينية:

تعتبر المشتقات الهالوجينية أساساً لتحضير العديد من المركبات العضوية، وتدخل كذلك في العديد من الصناعات الكيمياوية، ومنها:

- ١- مركب D.D.T: وهو مبيد حشري عديم الرائحة لا يؤثر على العينين
 ولا يسبب ضيق التنفس عند استخدامه.
- ٧- الكلوروفورم (CHCl₃): ثلاثي كلوروميثان، وهو مركب يستخدم في مجال التخدير بشكل محدود جداً، لأن استخدامه بكميات غير مدروسة يسبب الوفاة، كما يستخدم كمذيب عضوي في المختبر.
- ٣- رباعي كلوريد الكربون (CCl₄): يستخدم هذا المركب كمذيب عضوي،
 كما يستخدم لإزالة البقع عن الملابس وهو مادة سامة تؤدي إلى الوفاة.
- ٤- الفريونات ومنها فريون ۱۲ (CCIF₃) وفريون ۱۳ (CCIF₃): وتمتاز هذه المركبات بأنها مركبات غير سامة، خاملة، غير ملتهبة، وعديمة الرائحة، ولذلك تستخدم هذه المركبات كفازات في تبريد الثلاجات وأجهزة التكييف كما تستخدم في العلب المضغوطة لدفع الرذاذ ويسبب تسربه للجو تلوثاً بيئياً وخاصة في طبقات الجو العليا حيث يسبب ضرراً لطبقة الأوزون.

الكحولات

هي الكانات استبدلت فيها ذرة هيدروجين أو أكثر بمجموعة هيدروكسيل أو أكثر.

أنواع الكحولات:

استناداً إلى عدد مجاميع الهيدروكسيل:

١- الكحولات أحادية الهيدروكسيل: ترتبط فيها مجموعة OH واحدة.

مثال: الإيثانول CH3CH2OH

٢- الكحولات ثنائية الهيدروكسيل: ترتبط فيها مجموعتي OH.

مثال: الأثبلين كلايكول:

٣- الكحولات ثلاثية الهيدروكسيل: ترتبط فيها ثلاث مجاميع OH.

مثال: الكليسرول.

ويدعى الذوعان الآخران (الكحولات متعددة الهيدروكمبيل) والتي تحتوي مجموعتــي هيدروكمبيل أو أكثر.وتعتبر السكريات مركبات متعددة الهيدروكسيل وتحتوي أيضاً مجموعة الديهايد أو كيتون.

الكحولات أحادية الهيدروكسيل:

هــى مركــبات عضوية لها الصيغة العامة R-OH أو ROH+10H



. OH المجموعة العاملة $CnH_2n + 2O$

تسمية الكحولات:

وتتم بطريقتين:

١- الطريقة النظامية: وفقاً لنظام IUPAC يستبدل المقطع الأخير من اسم
 الألكان بالمقطع (ول) للدلالة على الكحول: الكانول.

OH

 CH3OH
 CH3CH2OH
 CH3CH2OH
 CH3CHCH3

 ٢

 ٢

٢-الطريقة القديمة: تعطى الكحولات أسماء شائعة مع مجموعات ألكيل شائعة:
 (كحول الألكيل) (كحول بروبيل) (كحول الإيثل) (كحول المثيل).

أصناف الكحولات أحادية الهيدروكسيل:

١- كحـول المثــيل: ينــتج عن استبدال ذرة هيدروجين من الميثان بمجموعة الهيدروكسيل (OH).

١- الكحول الأولي: ترتبط فيه OH بذرة كربون أولية مرتبطة بمجموعة ألكيل
 واحدة وبدرتي هيدروجين PCH2-OH (عدا في الميثانول بثلاث ذرات هيدروجين).

 CH3

 CH3CH2CH2OH
 CH3CH2CH2CH2OH

 ١ - بيوتانول
 ٢ - مثيل ١ - بروبانول

 (كحول البيوتيل النظامي)
 (كحول الايسو بيوتيل)

٣-الكحــول الــثانوي: ترتبط فيه OH بذرة كربون ثانوية مرتبطة بمجموعتي
 ألكيل وبذرة هيدروجين واحدة.

الكحسول الثالثي: ترتبط فيه OH بذرة كربون ثالثية مرتبطة بثلاثة مجاميع
 الكيل ولا ترتبط بهيدر وجين.

الجناس في الكحولات:

وهمي ظاهرة وجود كحولين أو أكثر لهما نفس الصيغة الجزيئية لكنهما يختلفان بالخواص الفيزيائية والكيميائية بسبب اختلافهما بالهيكل البنائي (بالصيغة التركيبية).

مثال:

أعط الاسم النظامي للكمولات ذوات الصيغة الجزيئية C3H5O.

الحل:

CH3CH2CH2OH - 1

مثال:



الخواص الفيزيائية للكحولات:

- ١- تزداد درجات غليانها بازىياد أوزانها الجزيئية كما أن درجات غليانها عالية عند مقارنتها بالهيدر وكربونات التي لها نفس الوزن الجزيئي نتيجة لتكتلها بالأو اصر الهيدر وجينية.
- ٣- تذوب في الماء وتمتزج معه بدرجات متفاوتة حسب مقدار وزنها الجزيئي ومدى تكوين الأواصر الهيدروجينية البينية مع الماء.
- ٣- تتناقص قابلية ذوبان الكحولات في الماء مع ازدياد وزنها الجزيئي، فكحول المثيل والأثيل شديدا الذوبان بالماء، أما البروبيل والبيونيل فهما

معتدلا الذوبان بالماء، بينما كحول النبتيل والهكسيل عديما الذوبان بالماء ويعود السبب إلى حجم مجموعة الألكيل الكبيرة نسبياً في الكحولات الأخيرة إذ يزداد تتافرها مع جزيئات الماء كلما كبر حجمها فيقل ذوبانها وامتر لجها بالماء.

الخواص الكيميائية للكحولات:

يعــزى معظــم ســلوك الكحــولات الكيميائــي إلى مجموعتها العاملة الهيدروكسيل OH.

١ - تفاعل الكحولات مع القلزات:

تستبدل ذرة H مجموعة O-H- بفلز كالصوديوم مثلاً فتعطي الكوكسيد الصسوديوم RONa، حيث تكون ذرة H المرتبطة بذرة أوكسجين مجموعة الهيدروكسيل ذات صفة حامضية ضعيفة جداً.

مثال:

نفاعل الصوديوم مع كحول الاثيل (الايثانول)
$$C_2H_5OH + Na$$
 \longrightarrow $C_2H_5ONa + H_2$ ايثوكسيد الصوديوم ايثانول

أكسدة الكحولات: بمحلول برمنكنات البوتاسيوم المحمض.

أ- الكحول الأولى: يتأكسد إلى ألديهايد ثم إلى حامض كاربوكسيلي.

ب- المحول الثانوي: يتأكسد إلى كيتون ويتوقف التفاعل إذا كان العامل
 المؤكسد معتدل الفعالية.

ج- الكحول الثالثي: لايتأكسد بالعوامل المؤكسدة المعتدلة الفعالية فهو يحتاج
 إلى ظروف أشد.

٢- احتراق الكحولات:

تحترق بلهب أزرق باهت بسرعة فتعطى CO2 و H₂O وطاقة.

مثال: احتراق الإيثانول.

$$C_2H_5OH + 3O_2 \longrightarrow 2CO_2 + 3H_2O + adda$$

٣- سحب (نفظ) جزينة ماء:

وقد مر ذكرها في تحضير الألكينات،

٤ - استبدال مجموعة الهيدروكسيل:

تســ تبدل مجموعة OH بمجموعة أخرى كالهالوجين عند تفاعل الكحول مع حامض هالوجيني مركز.

التمييز بين الكحولات الأولية والثانوية والثالثية:

باستعمال كاشف لوكاس وهو مزيج من (حامض الهيدروكلوريك المركز وكلوريد الخارصين اللامائي) ويتع التعييز كما يلي:

أ. الكحول الأولى: لا يستجيب لكاشف لوكاس في الظروف الاعتيادية

$$RCH_2OH + HCL \xrightarrow{ZnCL_2} N, R$$
 لا يتفاعل لاماثي مركز كحول أولى

ب. الكعول الثانوي: يستجيب وتظهر طبقة متميزة من الهاليد الثانوي بعد مرور
 ٧-٥ دقائق:

ج. الكحول الثالثي: يستجيب وتنفصل طبقة متميزة من الهاليد الثالثي حالاً:

الكحول الاثيلي C2H5OH:

الطريقة القديمة لتحضيره:

السكريات أنزيم سكر بميط أنزيم كحول اثبلي + ثنائي أوكسيد الكربون

تحضير الكحول الاثيلي صناعياً:

من تفاعل الاثيلين مع الماء بوجود حامض الكبرينيك المركز وعوامل مساعدة أخرى.

 $C_2H_4 + H_2O \longrightarrow C_2H_5OH$

ملاحظة:

يشتعل الكحول الاثيلي بلهب أزرق باهت مكوناً غاز CO_2 وبخار الماء. استعمالات الكحول الاثيلي:

 ١- بستعمل في صناع مواد التجميل والعطور وأنواع الوارنيش والحبر والمطاط الصناعي وغيرها.

٧- يستعمل كو قو د يعد خلطه مع مشتقات النفط.

٣- يستعمل في تعقيم الجروح بعد خلطه مع اليود.

٤- يستعمل في صناعة المشروبات الكحولية.

الكحول المعطل (السبيرتو):

هـ و كحول أثيلي مضاف إليه قليل من الكحول المثبلي السام لكي يعطل عن الشرب مع تلوينه بصبغة لتعبيزه عن الكحول الاثيلي.

أهميته:

يستعمل لأغراض التعقيم.

الإيثرات

هــــــى مشتقات للماء يتم الحصول عليها بتعويض ذرتي هيدروجين الماء بمجموعتى الكيل، القانون العام CnH₂n+2O.

الصيغة العامة:

R-O-R للأيثر المتناظر (البسيط) وفيه تكون مجموعتا الألكيل متشابهتين.

R-O-R للأيثر غير المنتاظر (المختلط) وفيه نكون مجموعتي الألكيل مختلفين. تسمية الايثر ات:

تذكر اسم مجموعتي الألكيل المرتبطنين بالأوكسجين ثم كلمة أيثر. دCH3

CH₃CH₂CH₂-O-CHCH₃

بروبيل ليسو بروبيل إيثر

CH ₃ -O-CH ₃	CH ₃ CH ₂ -O-CH ₂ CH ₃	CH ₃ -O-CH ₂ CH ₃
ثنائي مثيل إيثر	ثنائي أثيل إيثر	مثيل أثيل إيثر

الخواص الفيزيائية للإيثرات:

- ١- تغلبي بدرجسات غليان أوطأ من الكحولات المقابلة بسبب عدم ارتباطها
 بأواصر هيدروجينية.
- ٢- لا تسذوب ولا تعسنزج في العاء (عدا ثناني مثيل إيثر) وهي تطفو على
 العاء لذلك تستخدم كمذيبات لاستخلص المستحضرات العضوية.

الخواص الكيميائية للإيثرات:

أقل تفاعلية من الكحولات وهاليدات الألكيل والألديهايدات والكيتونات،
 ولا تتأثر بفلز الصوديوم ولا بالحوامض ولا بالعوامل المؤكسدة.

٢ - شديدة الإشتعال عند تقريبها من اللهب، وتسخن باستعمال حمام مائي
 مسخن كهربائياً، وتتأكسد بالهواء مكونة بيروكسيدات.

٣- تعتبر الإيثرات قواعد لويس وذلك بسبب وجود زوج إلكتروليتي حر،
 فهي تتفاعل مع حوامض لويس مثل: غاز كلوريد الهيدروجين فتعطى:

$$\begin{array}{c} R \\ O: + H \\ CI \end{array} \longrightarrow \left\{ \begin{array}{c} R \\ R \end{array} \right\} O^+ - H \right\} CI^-$$

تحضير الإيثرات:

 مـن تفاعل الكوكسيد الصوديوم مع هاليد ألكيل: تستعمل لتحضير الإيثرات المنتاظرة وغير المتناظرة.

$$RONa + RX \longrightarrow ROR + NaX$$
 إيثر هاليد الكيل الكوكسيد الصوديوم

مثال:

تحضير ثنائي اثيل ايثر:

CH₃CH₂Ona + 1 CH₂CH₃

CH₃CH₂O CH₂CH₃ + Nal
ثنائي اثيل ايثر بوديد الأثيل ايثو كسيد الصوديوم

مثال:

تحضير مثيل أثيل إيثر.

 مـن الكهـولات بفعل حامض الكبريتيك المركز السلخن: وتستعمل التحضير الإيثرات المنتاظرة فقط.

مثال:

تحضير ثنائي أثيل إيثر.

الالديهايدات والكيتونات

المجموعة العاملة والفعالة:

O

هي مجموعة الكاربونيل - C - القانون C₂H₂NO

الألديماند:

هــو مركــب تكــون فيه مجموعة الكاربونيل طرفيه لذا تتصل بــ H
 فيكون الألديهايد أكثر تفاعلية من الكيتون.

O - H

الكيتون:

هــو مركب نكون فيه مجموعة الكاربونيل غير طرفيه اذا لا تتصل بـــ ط فيكون الكيتون أقل تفاعلية من الألديهايد.

C -

الصيغة العامة للالديهايد:

R-C-H & RCHO

الصيغة العامة للكيتون:

R-C-H RCHO

تسمية الالديهايد:

(بالطريقة النظامية) يبدأ بالترقيم من ذرة كربون مجموعة الكاربونيل التي يجب أن تحمل الرقم (١) دائماً ثم يضاف المقطع (ال) إلى اسم الألكان فيصبح (الكانال).

O HCHO أو H-C-H	CH ₃ -C-H le CH ₃ -CHO	СН3СН3 - С- Н
ميثانال	ايثانال	بروبانال
(فورمالديهايد)	(ایستالدیهاید)	(برومبيونالديهايد)

CH ₃ O	CH ₃ O
CH ₃ CH - C- H	CH ₃ CHCH ₂ C − H
۲– مثیل بروبانال	٣-مثيل بيوتانال

تسمية الكيتونات:

يبدأ بالترقيم من الطرف القريب لمجموعة الكاربونيل ثم يضاف المقطع (ون) إلى اسم الألكان فيصبح (الكانول) يسبقه رقم الكاربونيل.

(بالطريقة الاعتــيادية): يكتــب اسم مجموعتي الألكيل المرتبطنين بمجموعة الكاربونيل ثم كلمة كيتون

أمثلة :

٣-بنتانون (ثنائي اثيل كيتون) ٣-مثيل ٢- بيوتانون (مثيل ايسويروبيل كيتون)

الخصائص الفيزيائية للألديهايدات والكيتونات:

تؤشر الخــواص الممــيزة لمجموعة الكربونيل القطبية في الخصائص الغيز يائية للألديهايدات والكيتونات.

١ - درجة غليان هذه المركبات أعلى من المركبات غير القطبية.

٣ - بسبب وجود الإلكترونات غير الرابطة على ذرة الأوكسجين فإن
 الركب الكربونيلي يستطيع عمل أواصر هيدروجينية مع مركب
 كربونيلي آخر.

التفاعلية الكيميائية:

إن الأصرة المزدوجة في مجموعة الكاربونيل قطبية لأن الأوكسجين أعلى كهروسلبية من الكربون، لذلك فإن إلكترونات الآصرة المزدوجة تكون أقرب إلى ذرة الأوكسجين منها إلى ذرة الكربون مما يكسب ذرة الأوكسجين شحنة سالبة جزيئة (δ) وذرة الكربون شحنة موجبة جزيئة (δ) , وأن الكواشف تتوجه نحو طرف مجموعة الكاربونيل الذي يخالفها بالشحنة.

الخواص الكيميائية للالديهايدات والكيتونات:

١- تفاعلات الاختزال:

تتشبع الآصرة المزدوجة لمجموعة الكاربونيل بالهيدروجين بوجود البلاتين كعامل مساعد فينتج كحول:

أ- الالديهايد يختزل إلى كحول أولى:

$$RCH = O + H_2$$
 \longrightarrow RCH_2-OH \Rightarrow CH_3-OH \Rightarrow CH_3-OH \Rightarrow CH_3-OH \Rightarrow CH_3-OH

ب- الكيتون يختزل إلى كحول ثاتوي:

٢- تقاعلات الأصدة:

تتأكسد الألديهايدات بسهولة إلى حوامض كاربوكسيلية بالعوامل المؤكسدة المعسندلة بسسبب وجود H متصلة بمجموعة الكاربونيل، بينما تقاوم الكيتونات هذه الأكسدة لذلك تعتبر نفاعلات الأكسدة هي طرق للكشف أو التمييز بين الألديهايدات

والكيتونات ثلاث طرق:

أ: الأكسدة بمحلول برمنكنات البوتاسيوم المحمض:

يتأكسد الألديهايد إلى حامض كاربوكمسيلي ويختفي اللون البنفسجي للبر منكنات.

مثال:

أكسدة الاسبتالديهايد إلى حامض الخليك بينما لا يستجيب الكيتون لهذا الكشف.

تحضير محلول أو كاشف فهلنك:

من إضافة وفرة من هيدروكسيد الصوديوم إلى محلول كبريتات النحاس بوجود ملح روشل (ترترات الصوديوم والبوتاسيوم) فيترسب هيدروكسيد النحاس ثم يذوب لتكوين معقد مع أيون الترترات.

ب: الأكسدة بمحلول فهلنك:

إن العامل المؤكسد الفعال هو أيون Cu^{+2} الذي يؤكسد الألديهايد إلى حامض كاربوكسبلي ويختزل هو إلى أيون Cu^+ الذي يترسب في المحيط الفاعدي بشكل راسب أحمر من Cu_2O ، بينما لا يستجيب الكيتون لهذا الكشف.

ج- الأكسدة بمحلول توان:

 الدلظ به النظيفة لأنبوبة الاختبار بشكل مرآة فضية براقة، بينما لا يستجيب الكيون لهذا الكشف.

مثال:

تحضير الالديهايدات والكيتونات:

١ – (بأكسدة الكحولات):

١. التحضير صناعياً:

من أكمدة الكحولات المناسبة بتسخينها مع الهواء بوجود الفضة أو النحاس كعامل مساعد.

أ. تحضير الالديهايد صناعياً: من أكسدة الكحول الأولى:

٢. التحضير مختبرياً:

من أكسدة الكحولات المناسبة بوساطة عامل مؤكسد.

أ. تحضير الألديهايد مختبرياً:

مــن لكمدة كحول أولي بمحلول محمض لثنائي كرومات الصوديوم أو اليوتاسيوم: O



ب- تحضير الكيتون مختبرياً:

من أكسدة كحول ثانوي بمحلول محمض لبرمنكات البوتاسيوم.

الحوامض العضوية أحادية الكاربوكسيل:

هي مركبات تحتوي على مجموعة كربوكسيل (CO₂H)-) في بنائهما، وتتضمن مجموعة الكربوكسيل مجموعة كربونيل بالإضافة إلى مجموعة هيدوكسيد (OH-)، ويؤدي تدلخل هاتين المجموعتين إلى نشاط كيميائي خاص بالأحماض الكربوكسيلية.

يدعى بعض هذه المركبات حوامض شحمية لأنها تستخلص من الشحوم. المجموعة العاملة والفعالة:

الصيغة العامة: R-C-O-H أو RCOOH، القانون العام R-C-O-H التصيغة العامة 2 CnH₂nO₂ التمسمية النظامية: (حسب النظام العام): يبدأ بالترقيم من ذرة كربون مجموعة الكاريوكسيل التي يجب أن تحمل الرقم (١) دائماً ثم يضاف المقطع (ويك) إلى اسم الألكان المقابل فيصبح (الكانويك) أمثلة:

ما هي الحوامض العضوية أحادية الكاربوكسيل ذات الوزن الجزيئي ٨٨ عم/مول، علماً أن ٢٢ - ١٦، ١٦ - ٩١.

الحل:

مثال:

$$\label{eq:lambda} \text{AA} = CnH_2nO_2$$

$$\label{eq:lambda} \text{AA} = \text{NR} \times \text{Y} + \text{$\dot{\omega}$Y} \times \text{N} + \text{$\dot{\omega}$} \times \text{NY}$$

الخواص الفيزيائية للحوامض:

إن الحوامض الكاربوكسيلية تغلي بدرجات غليان أعلى من تلك التي
 تغلى بها الكحولات ذات الوزن الجزيئي المماثل.

ويعرى السبب في ذلك إلى أن كل جزيئتين من هذه الحوامض تكون مردوجة ومرسبطة مع بعضها بآصرتي هيدروجين عندما يكون الحامض في الحالة الغازية أو مذاباً في مذيب غير قطبي كالبنزين.

مثال: التكتل المزدوج لحامض الخليك.

γ | إن الحوامض الأربعة الأولى كثيرة الذوبان بالماء لأن قابليتها على
تشكيل أواصر هيدروجينية مع الماء جيدة لكن هذه القابلية تضمعف بازدياد
عدد ذرات الكربون للمتسلسلة .

الخواص الكيميائية للحوامض:

١ - الخاصية الحامضية:

أ. التأين بالماء: تتأين الحوامض بدرجة ضعيفة فتعطي

 $RCOOH + H_2O \rightleftharpoons RCOO^- + H_3O$ أيون اوكسونيوم أيون كاربوكسيلات ماء حامض كاربوكسيلي

ب- الستعادل مع القواعد: يتعادل مول واحد من حامض الخليك مع مول واحد من هيدروكسيد الصوديوم فينتج خلات الصوديوم والماء، وعند تبخير الماء يتسقى الملسح الصلب، وعند استعمال هيدروكسيد الأمونيوم يكون ناتج التفاعل خلات الأمونيوم والماء.

CH₃COOH + NaOH \longrightarrow CHCOO' Na⁺ + H₂O CH₃COOH + NH₄OH \longrightarrow CH₃COO'NH₄⁺ + H₂O

أي أنــنا نستطيع أن ننيب الحامض الكاربوكسيلي بالماء، وذلك بتحويله إلى ملحه المحتوي على الأصرة الأيونية التي تسهل إذابته بالماء.

٢ - عملية الاسترة (تكوين الاستر):

يستفاعل المسامض الكاربوكسيلي مع الكحول تفاعلاً انعكاسياً بوجود حسامض لا عضوي كعامل مساعد فينتج استر وماء ويعتبر طريقة في تحضير الاسترات.

 $CH_3COOH + C_2H_5OH \implies CH_3COOC_2H_5 + H_2O$ ماء خلات الاثيل (استر) کحول اثيل حامض الخليک

تحضير الحوامض الكاربوكسيلية:

 ١- يمكن أكسدة الكحوالات الأولية أو الألديهابدات: بمحلول برمنكنات البوتاسيوم المحمض.

مثال:

مــع نكر شروط كل نفاعل وضح كيف يمكن تحويل غاز الاستيلين إلى الاسيئاللديهايد ثم إلى حامض الخليك.

الحل:

نمرر غاز الاستيلين في محلول مائي محمض لكبريتات الزئيق فنحصل على الاسبتالديهايد.

$$H-C=C-H+H-O-H$$
 H_2SO_4
 $CH_2=C-H$
 CH_3-C-H
 CH_3-C-H
 CH_3-C-H
 CH_3-C-H
 CH_3-C-H
 CH_3-C-H

ثم نؤكسد الاسيتاالديهايد بمحلول برمنكنات البوتاسيوم المحمض فينتج:

دامض الخليك CH₃COOH

تحضيره صناعياً:

يحضر من تفاعل الأستيلين مع الماء بوجود حامض الكبريتيك المركز وعوامل مساعدة أخرى.

ملاحظة:

ي تفاعل حامض الخليك مع هيدروكمبيد الصوديوم أو البوتاسيوم مكوناً ملح الخلات وماء.

الخل:

هو سائل يحتوي على حامض الخليك بنسبة ٤-٥% ويحضر بطريقتين: أ-الطريقة البطيئة.

٣- الطريقة السريعة.

في الطريقة البطيئة يتم تحويل المواد السكرية بالتماس مع بكتريا أم الخل وبما أن تماس البكتيريا يكون مقتصراً على مساحة الجزء المعرض للهواء لذلك نكون العملية بطيئة.

في الطريقة السريعة يتم أكسدة الكحول المستخدم تركيزه ١٢-١٥% بوجود بكتيريا أم الخل وبإمرار تيار من الهواء الدافئ فتحدث أكسدة سريعة خلال بضع ساعات.

مثال:

كيف نحصل على ايثانويك من ايثانال؟.

الحل:

من كرينة كاشف كرينيارد: عند إمرار غاز ثنائي أوكسيد الكربون في محلول الإيثر لكاشف كرينيارد يحصل تفاعل تثبيت جزيئة CO₂ في جزيئة الكاشف

RCOOMgX \longrightarrow RMgX + CO₂

وعند إضافة حامض لا عضوي إلى المركب الوسطي ينتج: $RCOOMgX + HX \longrightarrow RCOOH + MgX_2$

حامض كاربوكسيلى حامض هالوجينى مركب وسطى

مشتقات الحوامض الكاربوكسيلية:

الاسترات:

تعتبر الأسترات أكثر المركبات العضوية أهمية إذ يمكنها أن تتحول إلى مركبات أخرى متنوعة.

1 وهي مشتقات من الحوامض الكاربوكسيلية العضوية وتنشأ من تفاعل حامض عضوي مع كحول بعد فقد جزيئة ماء (كما في عملية الأسترة).

ب_ كثير منها يعطي للفواكه والأزهار والزيوت العطرية الرائحة والنكهة
 الطبية مما دعا الإنسان الاستخلاصها لأغراض تجارية.

س_ الشموع: هي أسترات ذات وزن جزيئي عالي، والدهون: هي استرات
 مشتقة من كليسرين وحوامض شحمية تدعى كليسريدات.

الصيغة العامة:

CnH2No2 lalie RCOOR R-C-O-R

تسمية الاسترات:

يقسم الاسم وفقاً لنظام IUPAC إلى كلمتين تمثل الأولى اسم مجموعة الألكيل المتصلة بذرة الأوكسجين في الأستر والكلمة الأخرى مشتقة من الحامض الكاربوكسيلي، ويستنبذل المقطع (يك) من اسم الحامض بالمقطع (ي) للدلالة على الأستر ثم يذكر اسم مجموعة الألكيل التي مصدرها الكحول.

O CH₃ O CH₃ O CH₃-CH₃-CH₂-C - O - CH CH₃ CH₃-C-O-CH₂CH₃ ايثانوات الاثيل (خلات الاثيل)

الخواص الفيزيائية للأسترات:

١- تعتبر الأسترات مواد متطايرة ذات روائح مميزة.

٣- درجات غليان الأسترات منخفضة نسبياً إذ أنها أقل من درجات غليان الأحماض الكاربوكسيلية والكحولات، وذلك له م قدرة الأسترات على تكوين أواصر هيدروجينية بن جزيئاتها.

الخواص الكيميائية للاسترات:

أقــل تفاعلــية من مكوناتها الأصلية (الحامض والكحول) لذا توجد حرة مستقرة في الطبيعة .

H^{+}

$$CH_3COOC_2H_5 + HOH \implies H_3COOH + C_2H_5OH$$
 کحول آئیل حامض الخلیك ماء خلات الاثیل (استر)

 ب. التحلل الماني في القواعد: عند تسخين الأستر في محلول مائي من قاعدة لا عضوية مثل (NaOH أو KOH) سيكون التفاعل غير انعكاسي (تام) فينتج ملح الحامض وكحول.

وتدعـــى هذه العملية (الصوبنة)، وإذا كان الأستر من الزيوت النباتية أو الشحوم فالناتج هو الصابون.

 $CH_3COOC_2H_5 + NaOH \longrightarrow CH_3COONa + C_2H_5OH$

كحول أثيل خلات الصوديوم هيدروكمبيد الصوديوم خلات الأثيل (استر) ج- اخترال الاسترات: تخترل الأسترات بالهيدروجين بوجود البلاتين كعامل مساعد فتعطى الكحولات المقابلة، ونلجأ إلى اخترال الأستر لصعوبة اخترال الحد الكاربوكسبلية.

CH₃COOCH₃ + 2H₂ → CH₃CH₂OH + CH₂OH
میثانول ایثانول ایث

تحضير الاسترات:

١ - من أسترة الحوامض الكاربوكسيلية.

٢- من تفاعل كلوريد حامض عضوي مع كحول:

RCOCl + ROH → RCOOR + HCl

مثال:

ما هي الاسترات ذات الوزن الجزيئي $2 \times 3 / 4 \sqrt{1}$ إذا علمت أن الأوزان الذرية C = 1 + 1 + 1 = 1

الحل:

 $\forall \xi = CnH_2nO_2$

 $\gamma i \times i + i \times \gamma i + \gamma \times r i = 3$

1٤ ن =٢٤

∴ ن = ۳

 $C_3H_6O_2$ الصيغة الجزيئية :.

را CH₃- C- O - CH₃ ایثانوات المثول 0 H-C-O-C₂H₅ میثقوات الاتیسل

الأمينات

هــــــى من مشتقات الأمونيا حلت فيها مجموعة ألكيل (R) واحدة أو أكثر محل نرة هيدروجين واحدة أو أكثر.

أيون الأمونيوم الرباعي الموجب الناتج من ارتباط مجموعة ألكيل رابعة بالزوج الإلكتروني الحر على ذرة نيتروجين الأمين الثالثي.

تقسيم الأمينات:

تقسم الأميان تبعاً لعدد مجموعات الألكيل أو الأريل المتصلة بذرة النتر وجين إلى:

١ - أمينات أولية: وفيها تتصل نرة النتروجين بمجموعة الكيل أو أريل واحدة.

.. R-N -H | H امین أولی

٧- أمينات ثانوية: وفيها تتصل ذرة النتروجين بمجموعتي ألكيل أو أريل أو

مجموعة ألكيل ومجموعة أريل.

R-N- R | | | H |مین ثانوی

٣- أمينات ثالثية: وفيها تتصل ذرة النتروجين بثلاث مجموعات متشابهة أو مختلفة (الكيل أو أربل).

تسمية الأمينات:

يذكر اسم مجاميع الألكيل المتصلة بذرة النيتروجين ثم كلمة أمين.

$$\begin{array}{cccc} \ddot{C} H_3 C H - \ddot{N} H - C H_3 & C_3 H_7 - \ddot{N} H - C H_3 & (C_2 H_5)_2 \ \ddot{N} H \\ & & & & \\ C H_3 & & & \\ & & & & \\ & & & & \\ & & & & \\ \end{array}$$

تثلثي ليثل أمين ثاقوي مثيل اثيل بروميل أمين ثالثي مثيل ايسو بروميل أمين ثاقوي

الخواص الفيزيائية للأمينات:

- ١- تـزداد درجـات غلـبانها بازدياد أوزانها الجزيئية، وأن درجات غليان الأميـنات الأولية أعلى من الثانية والأخيرة أعلى من الثالثية (التي لها نفـس عدد ذرات الكربون) بسبب تتاقص قوة الأصرة الهيدروجيئية بين جزيئاتها على التوالي وانعدامها في الثالثية.
- ٢- الأميــنات ذات الأوزان الجزيئية الصغيرة ذائبة في الماء بسبب إمكانية
 تكوين أواصر هيدروجينية بينها وبين الماء.

٣- لبعض الأمينات المتطايرة روائح مميزة.

الخواص الكيميائية للأمينات:

تشابه الأمينات في خواصها الأمونيا فهي قاعدة لويس بسبب وجود زوج إلكتروني حر على ذرة النيتروجين يكتب على شكل نقطتين ومن تفاعلاتها:

أ. تتفاعل مع الماء: فتعطى مشتقات هيدروكسيد الأمونيوم:

امين أولمي $RNH_2 + H$ OH \rightleftharpoons $R N^{+}H_3OH^{-}$ $NH_3 + H$ OH \rightleftharpoons $N^{+}H_4OH^{-}$

ب. تتفاعل مع الحوامض: فتعطى أملاح الأمونيوم المعوضة:

 $CH_3NH_2 + CH_3COOH \longrightarrow [CH_3 NH_3] + CH_3COO^{-1}$

خلات مثيل أمونيوم حامض الخليك مثيل أمين

CH₃NH₂ + H Cl -> CH₃NH₃Cl

كلوريد مثيل أمونيوم حامض الهيدروكلوريد مثيل أمين

ج- تفاعل بروبيل أمين مع حامض الكبريتيك:

CH₃CH₂CH₂NH₂ → HSO₄H CH₃CH₂CH₂ N*H₃SO₄H : تحف الأمينات:

هناك ثلاث طرق أساسية لتحضير الأمينات:

١- تفاعلات الأستبدال النيوكليوفيلي من تفاعل الأمونيا مع هاليد الكيل:

 RNH_2 \longrightarrow $RX + NH_3 \longrightarrow RN^+H_3X^-$ المين الماليدات الكيل) RNH_2

مثال:

تفاعل الأمونيا مع يوديد المثيل فينتج ملح الأمونيوم المعوض:
$$CH_3I + NH_3 \longrightarrow CH_3N^{\dagger}H_3I^{-}$$

يوديد مثيل أمونيوم

وعـند إضافة قاعدة قوية كهيدروكسيد الصوديوم يتحرر الأمين (وهو قاعدة ضعيفة تحررها القاعدة القوية من أملاحها).

٢- تفاعلات اختر ال مركبات النتربل أو الأميد:

- " تفاعل إعادة ترتيب الأميد:

O
$$\|$$
 RCNH₂ + OH' + Br₂ \longrightarrow RNH₂ + CO₃⁻² + 2OH' + 2BR' مين

```
أسئلة:
```

س1:

كيف تستدل بتجربة على وجود الكربون في المركبات العضوية؟

س٢:علل:

١- تفاعلات المركبات العضوبة بطيئة؟

٧- يدعى غاز الميثان بغاز المستتقعات؟

٣- للنفط الخام رائحة غير مقبولة ؟

إ_ الـــنفط الخــــام الموجود بالقرب من سطح الأرض (على عمق عشرات الأمتار) يكون ذو نوعية غير جيدة?

۳. س

ما المقصود بالهيدروكربونات ؟ اذكر أنواعها ومثل لكل نوع؟

س ٤:

وضح المعادلة الكيميائية لتحضير غاز الميثان مختبرياً.

س ٥:

ما النظرية الأكثر قبولاً في تفسير أصل النفط الخام ؟ ولماذا؟

س۲:

كيف فسرت النظرية العضوية أصل تكون النفط الخام؟

س٧:

كيف تميز عملياً بين الهيدروكربونات المشبعة والهيدروكربونات غير المشبعة؟.

س۸:

أيهما أكثر فعالية _{الميثان} أم الاثيلين ؟ ولماذا ؟ وكيف تستدل على ذلك؟

س ۹:

قارن بين غازات الميثان والاثيلين والاستيلين من حيث:

- ١- اللون والرائحة .
- ٣- قابلية الذوبان في الماء.
 - ٣- الاشتعال في الهواء.
- ٤- التفاعل مع ماء البروم.
 - ٥- الفعالية.
- ٣ طريقة الجمع عند التحضير المختبري.
- ٧- أيها هيدروكربون مشبع وأيها غير مشبع.

أجوبة:

ج١: بتسخين قليل من السكر نلاحظ تخلف مادة سوداء هي كربون نقي وهذا

يدل على وجود الكربون في تركيب السكر الذي هو مركب عضوي.

: ۲۳

- ١ لأن ذراتها ترتبط بأواصر تساهمية قوية.
- ٧- لأنه يتكون في مياه المستتقعات نتيجة لتفسخ المواد العضوية فيها.
 - ٣- بسبب احتوائه على مركبات كبريتية.
 - ٤- لفقدانه الكثير من المواد المنطايرة المرغوبة فيه.

ج٣:

الهيدروكربونات:

هـــي مركبات عضوية تتكون من عنصري الكربون والهيدروجين فقط وتقسم إلى نوعين:

الهيدروكريونات المشبعة:

هي التي ترتبط ذرات الكربون فيها بأواصر تساهمية مفردة وتكون غير

فعالة مثل الميثان والإيثان.

٢. الهيدروكربونات غير المشبعة:

هـــي النـــي ترتــبط ذرتي كربون فيها بأصرة تساهمية ثثاثية أو ثلاثية
 وتكون فعالة مثل الإثيلين والإستيلين.

ج ۽ :

يحضر بتسخين خمالت الصوديوم مع خليط هيدروكسيد الصوديوم وأوكسيد أو هيدروكسيد الكالسيوم ويجمع الغاز بإزاحة الماء إلى الأسفل.

خلات الصوديوم + هيدروكسيد الصوديوم + هيدروكسيد الكالسيوم

جه:

هي النظرية العضوية لأن هناك دلائل تؤكد صحة هذه النظرية ومن هذه الدلائل اكتشاف آثار لمتحجرات حيوانية مجهرية بالقرب من الطبقات النفطية.

ج٦:

تكون المنفط الخام من بقايا نباتات وحيوانات مجهرية بحرية ماتت ثم ترسبت في قاع السنعط والحرارة ترسبت في قاع المنعط والحرارة الشديدين في باطن الأرض تحولت إلى قطرات نفطية أخذت تتساب من خلال مسامات التربة إلى أن استقرت فوق منطقة صخرية غير مسامية أو فوق منطقة مائية وبقيت عائمة عليها.

ج٧:

الهـــيدروكربونات المشـــبعة لا تـــزيل لـــون مـــاء البروم الأحمر بينما الهيدروكربونات غير المشبعة تزيل لونه الأحمر.

ج۸:

الاثنيلين أكثر فعالية لأنه هيدروكربون غير مشبع بينما للميثان هيدروكربون

مشــبع ونســتنل علـــى ذلك بإمرار كل منهما في ماء البروم الأحمر _{فالاحظ} أن الائيلين يزيل لونه الأحمر بينما الميثان لا يزيل لونه الأحمر.

		ج ۹:
١- عديم اللون . له رانحة	١- عديم اللون ذو رائحة	١ - عديم اللون والرائحة
التوم	طيبة	
٣ - لا يذوب في الماء	٣- لا يذوب في الماء	٢- قلسيل الذوبان جداً في
	_	الماء
٣ - يشتعل بليب داخن	٣- بشتعل يلهب داخن	٣- يشتعل بلهب أزرق باهت
 ٤ - يتفاعل مع ماء البروم 	 ئ - يتفاعل مع ماء البروم 	٤ - لا يتفاعل مع ماء البروم
ه – فعال	ه – فعال	ه – غير فعال
٣- بازاهة الماء إلى الأسفل	٦- بازاحة الماء إلى الأسقل	٦- بإزاحة الماء إلى الأسفل

٧- هيدروکريون مشبع ٧- هيدروکريون غير مشبع ٧- هيدروکريون غير مشبع



الكيمياء الصناعية

الذهب

الرمز الكيمياني: Au

العدد الذرى: ٧٩

عدد التأكسد: (+1)، (+۳) حيث يكون ⁺Au أكثر ثباتاً كما في حام*ض* الكلوروذهبيك HauCl_d وكلوريد الذهب AuCl_s.

ويمكن الحصول على الذهب عند إضافة عامل مختزل قوي مثل كلوريد القصديروز أو الفورمالديهايد إلى محلول حامض الكلورذهبيك فيتحرر الذهب مكوناً محلولاً غروياً ذا لون أزرق أو أحمر أو بني فاتح اعتماداً على حجم دقائق الذهب المتكونة.

ويعتبر الذهب من أشهر الفلزات والمعادن المعروفة، والذهب النقي هو فلين ليمن يمكن خدشه بسهولة، وهو قابل للطرق والسحب، ويمتاز الذهب بقلة نشاطه الكيميائي، فهو لا يتأثر بالحوامض والقواعد، ولا يذوب في حامض النتريك المركز لأن الحامض لا يستطيع أن يؤكسد الذهب إلى أيونات ذائبة في الحامض، ويستخدم لإذابته مرزيجاً من حامضي النتريك والهيدروكلوريك (المركزين بنسبة ٢٠١١) ويعرف هذا المزيج بالماء الملكي لأنه يذيب ملك الفلزات الذهب.

وبسبب ليونة الذهب فإنه يخلط مع فلزات أخرى كالنحاس أو الفضة أو النيكل لتكوين سبائك أكثر متانة وصلابة من الذهب النقي.

وازداد استعمال الذهب بالإضافة إلى استعماله في صناعة الحلي وغيرها في الصناعة، فقد استخدم في صناعة الترانزستورات المستعملة في السراديوات والستلفزيونات وغيرها وبسبب قابليته على السحب إذ يمكن أن يسحب مسنه بحجم رأس عود الثقاب سلك يبلغ طوله أكثر من ٣ كم، كما يمكن أن تصنع مسنه صفيحة شفافة مساحتها ٥٥٠، ويستعمل كذلك في صناعة سبائك متعددة الاستعمالات، إذ تستخدم سبيكة منه ومن البلاتين مثلاً في صناعة بعض قطع آلات صنع الألياف الصناعية لكونها مقاومة جداً لفعل المواد الكيميائية.

الأوكسجين

الرمز الكيميائي: 0

صيغته الجزيئية: 02

 $\frac{L}{6}$ $\frac{K}{2}$ (۸) العدد الذري: (۸)

عدد التأكسد: (١-١)، (٢-)

يكون الأوكسجين ثنائي التكافؤ في مركباته وذلك لوجود سنة إلكترونات في الغلاف الخارجي (الثاني)، حيث تميل ذرة الأوكسجين لاكتساب إلكترونين لامتلاء غلافها الخارجي.

وللأوكسجين حالسة تأكسد في مركباته (١٠٠) وتدعى البيروكسيدات ${\rm Na_2O^2}^{-1}$

وجوده:

١ - يؤلف غاز الأوكسجين ٢١% من حجم الهواء الجوي.

٢- مذاب في الماء.

٣- يؤلف نصف كتلة المواد الكيميائية المكونة القشرة الأرضية.

٤- تلثى كتلة جسم الإنسان.

أهميته واستعمالاته:

الأوكسجين ضروري في عملية نتفس الكائنات الحية.

٧_ يستعمل في علاج حالات الإغماء أو الاختناق أو الغرق.

بس_ تعمل في توليد الشعلة الأوكسي استيلينية المستخدمة في صهر المعادن ولحمها.

إ_ يستعمل الأوكسجين السائل في وقود الصواريخ.

تحضير غاز الأوكسجين (صناعياً):

يحضر غاز الأوكسجين من الهواء الجوي وبالطريقة التالية:

١- تتقية الهواء الجوي من الشوائب.

٧ _ تسييل الهواء (أي تحويله إلى سائل) بوجود ضغط عالى وتبريد شديد.

ب_ فصـــ النيتروجين عن الأوكسجين بالتبخير (حيث يحتوي الهواء المسال
 على هذين الغازين تقريباً) نسبة O2 + ۲۱% و N2 - ۸۷%.

₃ يتبخر سائل النيتروجين لأن درجة غليانه أوطأ من درجة غليان سائل الأوكسجين.

تحضير غاز الأوكسجين في المختبر:

٨- من التجزؤ الحراري لكلورات البوتاسيوم KCIO₃ بوجود مسحوق ثنائي أوكسيد المنفنير MnO₂ كعامل مساعد.

العمل:

نضع قليل من مسحوق كلورات البوتاسيوم في أنبوية اختبار مع قليل من مسحوق ثنائي أوكمىيد المنغنيز (كعامل مساعد) ثم نسخن المزيج نالحظ انصمهار كلورات البوتاسيوم تدريجياً ثم ظهور فقاعات غازية من الأوكسجين.

 $2KCIO_3 \longrightarrow 2KCI + 3O_2$ غاز الأوكسجين كلوريد البوتاسيوم كلورات البوتاسيوم

۲- مــن تجـــزؤ فوق أوكسيد الهيدروجين (بيروكسيد الهيدروجين) H₂O₂
 بوجود ثنائي أوكسيد المنغنيز كعامل مساعد.

لعمل:

نضع قليلاً من ثنائي أوكسيد المنغنيز في دورق مخروطي مغلق فوهته بسداد مطاطي يخترقه أنبوبان أحدهما أنبوب توصيل ينتهي إلى حوض زجاجي فيه ماء أما الأنبوب الثاني فيكون مقمعاً يضاف من خلال محلوله بيروكسيد الهيدروجين، نلاحظ تحرر فقاعات غازية، بعدها نجمع غاز الأوكسجين المتحرر في قنينة مملوءة بالماء موضوعة بشكل مقلوب حيث يزيح الغاز ماء القنينة إلى

$$2H_2O_2$$
 \longrightarrow $2H_2O$ + O_2

العامل الساعد:

هي المادة التي تزيد من سرعة التفاعل الكيميائي دون أن تستهلك فيه مثل السرمل النقي السناعم، الزجاج المطحون، مسحوق أوكسيد الحديد III (Fe₂O₃) وثدائي أوكسيد المنغنيز، ويكتب العامل المساعد فوق سهم المعادلة. خواص الأوكسجين:

1 عديم اللون والرائحة.

٣- لا يشتعل ولكنه يساعد في الاشتعال.

"- ستحد مسع العناصس (الفلسزية واللافازية) مكوناً مركبات تسمى
 الأكاسيد.

الأوكسيد:

هو المادة الناتجة من اتحاد العناصر بالأوكسجين.

التأكسد:

هي عملية اتحاد الأوكسجين بالعناصر.

أنواع الأكاسيد:

هناك نوعان من الأكاسيد هي:

١- الأكاسيد الحامضية (الالفازية).

٢- الأكاسيد القاعدية (الفازية).

وتمتاز كل من هذه الأكاسيد بالمميزات التالية:

الإنسانية (المرتة)	الإدانية الخامضية (اللافترية)
هي الأكاسيد السناتجة من اتحاد الفلزات	هي الأكاسيد التاتجة من اتحاد اللافترات
بالأوكسيين وتسمى بالقاعدية لأنها عند	بالأوكسجين وتسمى بالحامضية لأتها عندما
ذوباتها بالماء تكون محاليل قاعدية تغير	تـــــــــــــــــــــــــــــــــــــ
لسون ورقسة زهسرة الشمس الحمراء إلى	لون ورقة زهرة الشمس الزرقاء إلى
زرقاء.	حمراء،
مسئل/ اتحساد الصسوديوم أو المغنيسيوم	مثل / اتحاد الكربون والكبريت بالأوكسجين
بالأوكسجين.	
$2Mg + O_2 \longrightarrow 2MgO$	$C + O_2 \longrightarrow CO_2$
$4Na + O_2 \longrightarrow 2Na_2O$	$S + O_2 \longrightarrow SO_2$

الأوزون و0:

تتكون جزيئة الأوزون من تأثير الأشعة فوق البنفسجية ذات الطاقة العالسية (مصدرها الشمس) على جزيئة الأوكسجين، كما يتكون في الجو أثناء حدوث البرق طالتفويغ الكهربائي".

$$3O_2 \longrightarrow 2O_3$$

والأوزون غاز فعال له رائحة الثوم لشدة أكسدته التي تفوق أكسدة الأوكسجين حيث يشكل الأوزون طبقة في أعالي الجو تدعى طبقة الأوزون. وتعتــبر طبقة الأوزون ضرورية لوقاية الكاننات الحية لقابلية الأوزون علـــى امتصاص الأشعة فوق البنفسجية الصادرة عن أشعة الشمس وبذلك تكون طبقة الأوزون حاجزاً طبيعياً لوقاية الكائنات الحية من هذه الأشعة.

الهيدروجين

رمزه الكيميائي: H

صيفته الجزينية: H₂ العدد الذري: (١)

عدد التأكسد: (+١)

يكون الهيدروجين أحادي التكافؤ في أغلب مركباته وذلك لوجود الكترون واحد فقط في غلافه الخارجي، حيث تميل ذرة الهيدروجين للمشاركة بالكترونها للوصول إلى حالة أكثر استقراراً.

وجوده:

١ - يوجد في الماء بشكل متحد مع الأوكسجين.

٣ - في تركيب مركبات النفط الخام متحداً مع الكربون.

٣- في تحضير غاز الأمونيا المستعمل في صناعة الأسمدة.

٤ - يستعمل كوقود خاصة في إطلاق الصواريخ.

٥- يستعمل في ملئ مناطيد الأنواء الجوية.

تحضير غاز الهيدروجين مختبريا:

يحضر في المختبر من تفاعل الخارصين مع حامض الهيدروكلوريك (أو الكبريتيك المخفف).

العمل:

نضع قليلاً من الخارصين في دورق زجاجي مغلق بسداد محكم يخترقه

أنبوبان أحدهما مقمع يسكب من خلاله الحامض والثاني أنبوب توصيل يمتد إلى حسوض فيه ماء، حيث يتفاعل الخارصين مع الحامض محرراً غاز الهيدروجين المذي يجمع في قنينة بالماء وموضوعة بشكل مقلوب حيث يزيح الهيدروجين المتحرر الماء إلى الأسفل.

$$Zn + 2HCI \longrightarrow ZnCl_2 + H_2$$

غاز الهيدروجين كاوريد الخارصين حامض الهيدروكلوريك خارصين خواص غاز الهيدروجين (الخواص العامة):

^{1 –} قليل الذوبان في الماء.

٢- عديم اللون والرائحة.

"- يشتعل بلهب أزرق باهت عندما يكون نقياً ويشتعل بفرقعة شديدة إذا كان غير نقي ومخلودا بالهواء.

⁴ أخف من الهواء.

٥- عامل مختزل.

الهدرجة:

هـــى عملية تحويل الزيوت النباتية ذات الرائحة غير المقبولة إلى دهون ذات رائحة مقبولة صالحة للطبخ تعرف بالدهن أو السمن النباتي وذلك باستعمال غاز الهيدروجين.

الاختزال:

هي عملية انتزاع الأوكسجين من الأكاسيد.

المادة المختزلة:

هي المادة التي تستطيع انتزاع الأوكسجين من الأكاسيد مثل الهيدروجين. ملاحظة:

إن عملية الاخترال هي عكس عملية التأكسد وأن عملية الأكسدة والاخترال

تحدثان في وقت واحد أي أنه في أي نفاعل كيميائي لا توجد عملية اختزال دون وجود عملية أكسدة وبالعكس.

ويعتبر غاز الهيدروجين عامل مختزل فعند إمرار غاز الهيدروجين على أوكسيد النحاس الأسود (المسخن) نلاحظ تغير لمون أوكسيد النحاس الأسود إلى اللوض الأحمر متحولاً إلى نحاس كما نلاحظ تكوين قطرات مائية.

الاستنتاج:

١- نستنتج أن غاز الهيدروجين قام بانتزاع الأوكسجين الداخل في تركيب أوكسيد النحاس الأسود CuO أي قام باختزاله وحوله إلى نحاس أحمر اللون.

$$CuO + H_2 \longrightarrow Cu + H_2O$$

ففي هذه الحالة يعتبر الهيدروجين المادة المختزلة، وتدعى هذه العملية الاختزال. y _ إن أوكسيد النحاس CuO قام بأكمدة غاز الهيدروجين وحوله إلى ماء فالعملية هي عملية أكسدة وأن أوكسيد النحاس مادة مؤكسدة.

:H2O sUi

يتركب الماء من عنصري الهيدروجين والأوكسجين بنسبة حجمين من غاز الهيدروجين إلى حجم واحد من الأوكسجين.

غاز الأوكسجين غاز الهيدروجين

عملية التحليل الكهربائي للماء:

نضع كمية من الماء في إناء زجاجي ونضيف قطرات من حامض

الكبرية يك وننقل المساء المحمض إلى جهاز التحليل الكهربائي، نحرر تيار كهربائي في الجهاز نلاحظ ظهور فقاعات غازية حول القطبين، حيث يتحرر غاز الهيدروجين فوق القطب السالب بينما يتحرر غاز الأوكسجين فوق القطب الموجب. إلا أن حجم غاز الهيدروجين المتحرر هو ضعف غاز الأوكسجين. الآصرة الهيد، وجينية:

هـــي الأصرة الناتجة عن التجانب بين ذرة هيدروجين لجزيئة ماء وبين ذرة أوكسجين لجزيئة ماء أخرى ويؤدي هذا التجانب إلى تكثل جزيئات الماء. ويؤثر وجود الأصرة الهيدروجينية في خواص الماء الفيزيائية في:

١- درجة غليان الماء: حيث يمتاز الماء بدرجة غليان عالية نسبياً لوجود
 هذه الأصرة بين جزيئاته مما يحتاج إلى طاقة حرارية عالية لكسرها.

٣ درجة إنجماده: يتمدد الماء بالانجماد بسبب وجود الأصرة الهيدروجينية
 حيث يكسبه تركيباً بلورياً يمتاز بحجم أكبر وبكثافة أقل، أي أن الماء
 عندما ينجمد يكبر حجمه ونقل كثافته.

الماء العسر:

هو الماء الذي لا يرغو فيه الصابون بسهولة بسبب احتوانه على أملاح الكالسيوم أو المغنيسيوم الذائبة في الماء، وتكون العسرة على نوعين:

١ - العسرة المؤقتة:

سببها وجود أملاح كربونات الكالسيوم الهيدروجينية $Ca(HCO_3)_2$ أو أملاح كربونات المغنيسيوم الهيدروجينية $Mg(HCO_3)_2$ الذائبة في الماء. طريقة الإرالة:

 التسخين حيث تتجزأ هذه الأملاح الهيدروجينية بالتسخين إلى كربونات الكالسيوم أو كربونات المغنيسيوم غير الذائبة فتترسب في المحلول.

$$CaCO_3 + CO_2 + H_2O \xrightarrow{\Delta} Ca(HCO_3)_2$$

٢- بإضافة كربونات الصوديوم التي تتفاعل مع الأملاح الهيدروجينية الذائبة
 في الماء وتحولها إلى كربونات غير ذائبة تترسب من المحلول.

سببها وجود أملاح كلوريدات أو كبريتات المغنيسيوم أو الكالسيوم الذائبة في الماء.

$$MgSO_4$$
 $MgCI_2$ $CaSO_4$ – $CaCI_2$
طریقهٔ الإرالهٔ:

- (١) لا تتجزأ بالحرارة.
- (٢) إضافة كالربونات الصوديوم التي تتفاعل مع الأملاح الذائبة فتحولها إلى
 كربونات غير ذائبة تترسب في المحلول وتفصل بالنرشيح عن المحلول.

$$CaCI_2 + Na_2CO_3 \longrightarrow CaCO_3 \downarrow + 2Na^4$$

أيون الصوديوم لا يسبب العسرة راسب صودا الضيل ذائبة (٣) استعمال المبادلات الأيونية مثل مادة الزيوليت وهي مركبات كيميائية معقدة تتكون من سليكات معقدة للصوديوم والألمنيوم (مادة صلصائية عضوية طبيعية) حيث يحصل تبادل أيوني سريع بين أيونات الصوديوم الموجبة (الموجودة في الزيونات الموجبة (Mg⁺²,Ca⁺²).

ويمكن تجديد فعالية الزيوليت وإعادة استعماله مرة أخرى بإمر أر محلول مركسز مسن كلوريد الصوديوم المشبع NaCl (ملح الطعام) حيث يحصل تبادل أيوني بين الزيو لايت الذي يحتوي على أيونات Mg^{+2} , Ca^{+2} الصوديوم Na الملح الطعام (أي هي عملية غسل الزيو لايت الحاوية على (أملاح الكالسيوم أو المغنيميوم) بمحلول مركز لكلوريد الصوديوم).

مضار الماء العسر:

يسبب الماء العس:

١- سوء الهضم.

٢- إسراف في استعمال الصابون.

٣- إسراف في الوقود عند التسخين.

٤- أضر ار كبيرة في الصناعات الكيميائية.

النيتروجين

رمزه الكيميائي: N

صيغته الجزيئية: N₂.

العدد الذرى: ٧

تكافؤ النيتروجين:

 ${
m N}^{-3} \ {
m H}^{+1}_{\ 3}$ مثل $({
m "}^-)$ مثل وعدد تأكسده مثل النيتروجين ثلاثي التكافؤ وعدد الم

 N^{+2} O^{-2} لنتريك التكافؤ و عدد تأكسده (+۲) كما في أوكسيد النتريك N^{+2}

استعمالاته:

المفرقعات.
 الأدوية والأسمدة والأصباغ والمفرقعات.

٢- يستعمل سائل النيتروجين في التبريد.

تحضيره في المختبر:

يحضر غاز النيتروجين بتسخين نتريت الأمونيوم.

 $N_2 + 2H_2O \longrightarrow NH_4NO_2$

وبسبب كون نتريت الأمونيوم مادة سهلة التحلل في الظروف الاعتيادية



لذا تحضر آنياً في دورق التفاعل بمفاعلة نتريت الصوديوم وكلوريد الأمونيوم حيث توضع هاتين المادتين في دورق التفاعل وتضاف إليها كمية من الماء.

يسخن الدورق تسخيناً هيناً حيث يتصاعد غاز النيتروجين وهنا يجب إيقاف التسخين في الحال لأن التفاعل ماص للحرارة، مما يسبب انخفاض درجة حرارة الدورق بسرعة ويعرضه للكسر بالتسخين المستمر.

$$NaNO_2 + NH_4C1 \longrightarrow NH_4NO_2 + NaC1$$

 $NH_4NO_2 \longrightarrow N_2 + 2H_2O$

خواص غاز النيتروجين (الفيزيائية):

١ – قليل الذوبان في الماء.

٣- عديم اللون والرائحة.

الخواص الكيميائية:

غاز النيتروجين قليل الفعالية في درجة الحرارة الاعتيادية، ولكنه يصبح فعال نسبياً في درجات الحرارة العالية حيث يتفاعل مع:

١ - بعض الفازات مكوناً مركبات أيونية تسمى النتريدات.

مثال: إبخال شريط من المغنيسيوم مشتعل في قنينة تحتوي غاز N₂ يستمر اشتعال الشريط مكوناً مسحوقاً أبيض من نتريد المغنيسيوم.

$$3Mg + N_2 \xrightarrow{a / l c} Mg_3N_2 \longrightarrow Mg_3N_2 - V$$
 _ with an interest with the map of the map

أمثلة:

- يتفاعل مع الهيدروجين مكوناً الأمونيا.

$$N_2 + 3H_2 \xrightarrow{\text{col} 3} 2NH_3$$



 يتحد بالأوكسجين بإمرار شرارة كهربائية في المزيج الغازي مكوناً أوكسيد النتريك.

$$NH_3$$
 غاز الأمونيا NH غاز الأمونيا 2NO

استعمالاته:

- ١- في صناعة الثلج.
- ٢- يستعمل محلوله المائي كسماد.
- ٣- يستعمل في صناعة حامض النتريك.
- ٤- يستعمل بعض مركباته (كلوريد الأمونيوم) في صناعة الخلايا الجافة.

غاز الأمونيا NH_{3:}

تحضير غاز الأمونيا (صناعياً):

يحضر غاز الأمونيا بطريقة هابر من اتحاد النيتروجين مع الهيدروجين بوجود عامل مساعد وتحت ضغط وحرارة عاليتين.

$$N_2 + 3H_2$$
 عوامل مساعدة \rightarrow $2NH_3$

تحضيره في المختبر:

يحضر بتسخين كلوريد الأمونيوم وهيدروكسيد الصوديوم NaOH أو هيدروكسيد الكالسيوم Ca(OH)2 حيث يمرر غاز الأمونيا المتحرر على مادة أوكسيد الكالسيوم CaO كمادة مخففة ثم يجمع بإزاحة الهواء إلى الأسفل.

- ١ عديم اللون.
- ٧- نو رائحة مهيجة.

٣- كثافته أقل من كثافة الهواء.

٤- كثير الذوبان في الماء.

ماء الأمونيا:

هو المحلول الماني لغاز الأمونيا، يحتوي على هيدروكسيد الأمونيوم NH4OH الناتج من ذوبان غاز الأمونيا في الماء.

$$NH_3 + H_2O \implies NH_4^+ + OH^-$$
 lgc I_3

إذ يكون محلوله المائي قاعدي يغير لون صبغة الشمس الحمراء إلى زرقاء.

الكشف عن غاز الأمونيا:

عند تفاعله مع غاز كلوريد الهيدروجين HCl تتكون مادة ضبابية بيضاء كثيفة على شكل دقائق ناعمة جداً من كلوريد الأمونيوم.

$$NH_3 + HCl \longrightarrow NH_4Cl$$
 \Rightarrow
 \Rightarrow
 \Rightarrow
 \Rightarrow
 \Rightarrow
 \Rightarrow
 \Rightarrow

والآن كيف نبرهن على قابلية ذربان غاز الأمونيا في الماء ، وكيف تكون طبيعة المحلول الناتج ؟ ولماذا؟

تجربة النافورة :

حيث يوضع كاس مملوء نصفه بالماء يحتوي على قطرتين من محلول دليل الفينولفالين ودورق دائري موضوع بشكل مقلوب فوق كأس الماء مسدود بمداد ذي تقبين، يخترق أحدهما أنبوب زجاجي طويل يمتد إلى قعر الكأس، ويخترق الثقب الآخر أنبوب قطارة تحتوي بضع قطرات من الماء المحتوي على

دليل الفينولفثالين (عديم اللون)، فعند تماس الغاز مع الماء، يذوب فيه، فيتخلخل الضغط داخل الدورق ويندفع الماء من الكأس إلى الدورق بشكل نافورة ويتلون الماء بلون أحمر وردي.

الاستنتاج:

١- إن النفاع الماء بقوة إلى الأعلى دليل على قابلية الغاز على الذوبان في الماء.

٢- إن تلون الماء بلون أحمر وردي دليل على أن المحلول قاعدي الأن
 الفينولفثالين يعطى هذا اللون في المحاليل القاعدية.

حامض النتريك 2000

تحضيره في المختبر:

يحضر بتسخين مزيج من حامض الكبريتيك المركز وننرات البوتاسيوم تسخيناً هيناً كي لا يتحلل الحامض الناتج.

خواصه الفيزيائية:

 ١- الحامض سائل عديم اللون إذا كان نقياً وأصفر عند احتوائه على أكاسيد النيتروجين الذاتجة من تجزؤ بعض الحامض.

خواصه الكيميائية:

١ - مادة مؤكسدة قوية ومثلفة للمواد العضوية.

٢- يتفاعل مع القواعد مكوناً أملاح.

٣- يتفاعل مع الفازات ويحرر أيوناتها.

٥٠- يتفاعل مع الكربونات محرراً غاز CO2.

ملاحظة:

- يكون لون حامض النتريك أصفر في بعض الأحيان لاحتوائه على
 أكاسيد النيتروجين الناتجة من تجزؤ بعض الحامض.
- لا يتحرر غاز الهيدروجين عند تفاعل حامض النتريك المركز مع الفلزات لأنه عامل مؤكمد قوي يؤكمد الهيدروجين المتحرر إلى ماء.

استعمالات حامض النتريك :

- ١ يستعمل في صناعة المفرقعات.
- ٧ في صناعة الأصباغ والأسمدة والبلاستيكات،
 - ٣- يستعمل لفصل الفضية عن الذهب.
 - ٤- يستعمل في فحص جودة الذهب.
 - ٥- في تحضير الماء الملكي المذيب للذهب.

الماء الملكى:

هو مزيج من حجم واحد من حامض النتريك المركز وHNO وثلاثة حجوم من حامض الهيدروكلوريك المركز HCl، وهو مذيب جيد لجميع الفلزات.

الكشف عن حامض النتريك:

عند سكب قطرات من الحامض على قاليل من البيض يتصلب ويتلون بلون أصفر.

النترات:

هي أملاح لحامض النتريك وهي مركبات متبلورة بيضاء تنوب بالماء مثل نترات الصوديوم NaNO ونترات البوتاسيوم KNO3.

استعمالات النترات:

١- في صناعة المفرقعات والأصباغ.

٧- في صناعة الأسمدة النتروجينية.

خواص النترات:

١- أملاح متبلورة.

٢ - كثيرة الذوبان بالماء.

٣- تتجزأ بالتسخين إلى النتريت مع تحرر الأوكسجين.
 2NaNO₃ → 2NaO₂ + O₂

الكلور

رمزه الكيميائي: CI

صيغته الجزيئية: Cl2

العدد الذرى: ١٧

عدد التأكسد: - ١

يكون الكلور في معظم مركباته أحادي التكافؤ لميل ذرة الكلور لاكتساب الكترون واحد لملئ غلافها الخارجي (الثالث)، حيث يحتوي هذا الغلاف على سبعة إلكترونات وبهذا يكون عدد تأكسده (-١).

لا يوجد الكلور حراً في الطبيعة بسبب فعاليته الكيميائية العالية ولاتحاده بسهولة مع غيره من العناصر وتكوينه مركبات الكلور، مثل ملح الطعام (كلوريد الصوديوم).

استعمالات الكلور:

١- يستعمل في تعقيم مياه الشرب وأحواض السباحة.

٢- في قصر ألوان الأنسجة النبائية وتحويلها إلى اللون الأبيض، ولكنه لا يستخدم في قصر الصوف والحرير الطبيعي لأنه يتلف هذه المواد.

٣- يستخدم في تحضير مركبات الكلور المستعملة في العقاقير والأصباغ
 والمذيبات العضوية.

تحضير غاز الكلور صناعياً:

يحضر غاز الكلور بالتحلل الكهربائي لمحلول كلوريد الصوديوم في الماء أو لمنصهر كلوريد الصوديوم في خلية التحليل الكهربائي.

2NaCI -> 2Na + Cl-

تحضير غاز الكلور في المختبر:

يحضر غاز الكلور في المختبر بأكسدة حامض الهيدروكلوريك المركز بواسطة ثنائي أوكسيد المنغنيز MnO2 الذي يسلك في هذا التفاعل كعامل مؤكسد حدث بستملك بعد انتهاء التفاعل.

 $MnO_2 + 4HC1 \longrightarrow MnCl_2 + 2H_2O + Cl_2$

خواص غاز الكلور (الفيزيائية):

١- ذو لون أخضر مصفر،

٢ - أثقل من الهواء.

٣- قليل الذوبان في الماء بدرجة الحرارة الاعتيادية.

٤ - نو رائحة خانقة.

٥- غاز سام.

ويمكن إزالة تأثير تنفس الهواء الممزوج بغاز الكلور وذلك باستنشاق بخار الكحول أو الأمونيا بكمية مناسبة.

الخواص الكيميائية لغاز الكلور:

١- يتفاعل غاز الكلور مع الفلزات مكوناً مركبات أيونية - مثل تفاعل
 الكلور مع الصوديوم المسخن مكوناً كلوريد الصوديوم.

٢- يتفاعل غاز الكلور مع اللافلزات مكوناً مركبات تساهمية - مثل تفاعل
 الكلور مع الفسفور المسخن مكوناً كلوريدات الفسفور.

٣- يتحد غاز الكلور مع غاز الهيدروجين ببطء في الظل.

- أما عند عرض مزيج الغازين إلى ضوء الشمس المباشر فيحدث تفاعل مصحوب بانفجار.
 - أما في الظلام فلا يتحد الغازان تحت الظروف الاعتيادية.

وعند إمرار تيار من غاز الهيدروجين المشتعل في قنينة لغاز الكلوريختفي لون الكلور الأخضر المصغر وذلك بسبب تكون غاز كلوريد الهيدروجين عديم اللون.

$$H_2 + Cl_2 \longrightarrow 2HCl$$

غاز كلوريد الهيدروجين (عديم اللون)

القصر والتعقيم بالكلور:

لا يتم القصر بالكلور إلا في محيط مائي حيث يذوب الكلور في الماء ويتفاعل معه (ببطء في درجات الحرارة الاعتيادية وبسرعة في ضوء الشمس) إذ يتحد الكلور مع هيدروجين الماء محرراً الأوكسجين في حالته الذرية والذي يمتاز بأنه فعال جداً حيث يقوم بإزالة الألوان النبائية وقتل الجراثيم.

$$H_2O + Cl_2 \longrightarrow 2HCl + [O]$$

أوكسجين بحالته الذرية محاول كلوريد الهيدروجين

ملاحظة:

لا يزول لون زهرة ملونة أو ورقة نباتية في قنينة فيها غاز الكلور الجاف لأن القصر بالكلور لا يتم إلا بوجود الماء حيث يتفاعل مع هيدروجين الماء محرراً الأوكسجين الذري الذي يقوم بعملية القصر بسبب فعاليته العالية.

المسحوق القاصر:

مرکب کیمیائی مزیج من هایبوکلوریت الکالسیوم $Ca(CIO)_2$ وکلورید الکالسیوم القاعدی $CaCl_2.Ca(OH)_2.H_2O$

وتكون هذه المادة على شكل مسحوق يحضر تجارياً من إمرار غاز الكاور الجاف على هيدروكسيد الكالسيوم الصلب الجاف Ca(OH)2، وتعزى فعاليته في قصر الألوان والتعقيم إلى تحرير حامض الهيبوكلوروز HCIO نتيجة لتفاعل هايبوكلوريت الكالسيوم مع ثنائي أوكسيد الكربون الموجود في الماء.

$$Ca(CIO)_2 + CO_2 + H_2O \longrightarrow CaCO_3 + 2HCIO$$

حيث يتفكك حامض الهيبوكلوروز بسهولة (لعدم استقراره أو ثباته) في الماء محرراً الأوكسجين الذي يمتاز بأنه فعال جداً في عملية القصر والتعقيم.

الكلوريدات:

هي أملاح لحامض الهيدروكلوريك تتشأ من إحلال فلز أو جذر أمونيوم NH4 محل هيدروجين الحامض.

وتحضر الكلوريدات أيضاً من اتحاد غاز الكلور المباشر بالفلزات مثل الصوديوم لتكوين كلوريد الصوديوم.

ملاحظة:

جميع الكلوريدات قابلة للذوبان في الماء باستثناء (كلوريد الفضة وكلوريد الزئبق I).

الكشف عن الكلوريدات:

عند إضافة محلول نترات الفضنة إلى أحد محاليل الكلوريدات مثل كلوريد الصوديوم يتكون راسب أبيض من كلوريد الفضة الذي لا يذوب في الماء لكنه يذوب بسهولة في محلول الأمونيا.

غاز كلوريد الهيدروجين HCl:

تحضير الغاز في الختبر:

بحضر من تفاعل حامض الكبرينيك المركز مع كلوريد الصوديوم وتسخين المواد المتفاعلة حيث يحدث تفاعل مصحوب بانبعاث غاز كلوريد الهيدروجين الذي يجمع بإزاحة الهواء إلى الأعلى.

 $NaCl + H_2SO_4$ \longrightarrow $NaHSO_4$ + HCl غاز كلوريد الهيدروجين كبريتات الصوديوم الهيدروجينية

الخواص الفيزيائية لغاز HCl:

- ١ عديم اللون.
- ٢- أثقل من الهواء.
- ٣- ذو رائحة خانقة.
- 4- محلوله المائي حامضي (حامض الهيدروكلوريك HCl) يغير لون زهرة الشمس الزرقاء إلى حمراء.
 - ٥- كثير الذوبان في الماء.

ملاحظة:

لا يتغير لون ورقة زهرة الشمس الزرقاء عند إدخالها في أحد قنينتين لغاز الكلور الجاف بينما يتحول لونها إلى الأحمر عندما تكون الورقة مبللة بالماء وذلك لأن المحلول المائي لغاز كلوريد الهيدروجين حامضي (هو حامض الهيدروكلوريك) الذي يغير لون زهرة الشمس الزرقاء إلى حمراء.

سؤال: كيف تثبت أن غاز كلوريد الهيدروجين كثير الذوبان بالماء؟ وأن محلوله المائي حامضي؟

المجواب: بواسطة تجربة النافورة باستبدال غاز NH₃ بغاز HCl في الدورق، ونستعمل صبغة المثيل البرتقالية بدلاً من الفينولفثالين.

حيث تتكون ناقورة ملونة بلون أحمر نتيجة ذوبان الغاز مما يدل على أن الغاز كثير الذوبان في الماء وأن تلون الماء بلون أحمر دليل حامضية.

الخواص الكيميائية:

 ١- تفاعل غاز HCl مع الفلزات الساخنة مكوناً كلوريد الفلز ومحرراً غاز الهيدروجين:

الكشف عن غاز كلوريد الهيدروجين:

يمكن الكشف بطريقتين:

 ١- بتفاعل غاز HCl مع غاز الأمونيا NH₃ حيث تتكون مادة ضبابية بيضاء من كلوريد الأمونيوم.



٢- إمرار غاز كلوريد الهيدروجين في محلول نترات الفضة حيث ينكون
 راسب أبيض من كلوريد الفضة.

HCl
$$\prescript{4}AgNO_3 \longrightarrow AgCl + HNO_3$$

$$\prescript{0.45\text{cm}} \prescript{0.45\text{cm}} \$$

الصوديوم

رمزه الكيميائي: Na ...العدد الذري: (١١) عدد التأكسد: +١

وجوده:

يوجد الصوديوم على شكل صخور ملحية (كلوريد الصوديوم) أو أملاح مزدوجة مثل ترسبات الفلاسبار NaAlSi₃O₈ أملاح كاربونات ونترات الصوديوم.

مركبات الصوديوم:

- كلوريد الصوديوم NaCl.
- هيدروكسيد الصوديوم NaOH.
- كاربونات الصوديوم الهدروجينية NaHCO.
 - Na₂CO₃ كاربونات الصوديوم

أولاً- كلوريد الصوبيوم NaCl:

ملح على شكل بلورات عديمة اللون في حالته الصلبة، يتكون من عنصري الكلور والصوديوم، حيث تفقد ذرة الصوديوم إلكترونها الخارجي

فيصغر حجمها وتتحول إلى أيون الصوديوم الموجب، وتكتسب ذرة الكلور الإكترون فيكبر حجمها وتتحول إلى الأيون المالب (الكلوريد)، حيث تتجمع الأيونات الموجبة للصوديوم مع الأيونات السالبة للكلور في مشبك بلوري منتظم بسبب قوة الجذب الكهربائي بين الشحنات مكونة كلوريد الصوديوم بأواصره الأيونية.

Na e
$$\rightarrow$$
 Na⁺
Cl + e \rightarrow Cl \rightarrow Na⁺Cl \rightarrow Na⁺Cl

ذوبان كلوريد الصوديوم (ملح الطعام) في الماء:

يمكن تفسير عملية ذوبان ملح الطعام في الماء في ضوء قوى الجذب الكهربائي الموجودة بين أيونات الكلوريد السائبة وأيونات الصوديوم الموجية مع جزيئات الماء، حيث تقوم جزيئات الماء بالإحاطة بأيونات الكلوريد وأيونات الصوديوم في المشبك البلوري بحيث يقترب هيدروجين الماء من أيون الكلوريد، ويقترب أوكسجين الماء من أيون الصوديوم، حيث يعملان على سحب الأيونات من المشبك البلوري إلى المحلول المائي لتتكون أيونات حرة محاطة بجزيئات الماء.

استخراج (استخلاص) كلوريد الصوديوم التجاري:

يتم استخراجه من المياه الملحية بعد تبخير الماء منها إما بتعريضها إلى الشمس أو بواسطة المبخرات تحت ضغط واطئ.

استخلاص كلوريد الصوديوم النقى:

يحضر صناعياً بإمرار غاز كلوريد الهيدروجين في المحلول المشبع

لهيدروكسيد الصوديوم حيث يترسب كلوريد الصوديوم الخالي من الشوائب. خواص ملح كلوريد الصوديوم:

١- نقى، عديم اللون.

٢- ينصهر في درجة حرارة ٨٠٣ م ويغلي منصهره في ١٤٣٠ م.

٣- ملح غير متميع إلا إذا لحتوى على شوائب مثل MgCl2، (التميع: هو عملية امتصاص بعض الأملاح للرطوبة من الجو (بخار الماء)).

٤- كثير الذوبان في الماء (٣٥,٧ / ٢٠٠ غم ماء) في صفر مئوي.

٥- محلوله المائي متعادل.

التحلل الكهربائي للمحلول المائي لكلوريد الصوديوم:

يتحرر الكلور عند القطب الموجب (أكسدة) وغاز الهيدروجين عند القطب السالب (اخترال) حيث بيقي هيدروكسيد الصوديوم في الماء.

$$NaCl \longrightarrow Na^* + Cl^*$$

 $H_2O \rightleftharpoons H^* + OH^*$
 $2Cl^* - 2e^* \longrightarrow Cl^2 \uparrow$
 $Na^* + OH^* \longrightarrow NaOH \uparrow$

ثانياً - هيدروكسيد الصوديوم NaOH:

مادة الكتروليتية قوية تحتوي على أيونات الصوديوم المجبة وأيونات الهيدروكسيد السالبة المرتبطة مع بعضها بأواصر أيونية في الشبكة البلورية، أما أيون الهيدروكسيد فينتج من ارتباط ذرة الهيدروجين بذرة الأوكسجين بأصرة تساهمية حيث تكتسب هذه المجموعة إلكتروناً لتكون أيون الهيدروكسيد السالب.

تحضيره:

١ - يحضر من التحلل الكهربائي للمحلول المائي لكلوريد الصوديوم:

يحضر هيدروكسيد الصوديوم NaOH من التحلل الكهربائي للمحلول المائي لكلوريد الصوديوم، حيث يحتوي هذا المحلول على أيونات الصوديوم الموجبة $^{+}$ 0 وأيونات الكلوريد السالبة $^{+}$ 0 ويتأين الماء أيضاً إلى أيونات الهيدروكسيد السالبة $^{-}$ 0 حسب المعادلات التالية:

$$NaCl \longrightarrow Na^+ + Cl^-$$

 $H_2O = H^+ + OH^-$

ضعيف التأبين:

وبإمرار التيار الكهربائي ينجنب أيون الكلوريد وأيون الهيدروكسيد نحو القطب الموجب حيث يفقد أيون الكلوريد إلكترونا واحداً (لأن قابليته لففدان الإكترون أعلى من أيون الهيدروكسيد) متحولاً إلى ذرة كلور لتتحد مع ذرة كلور أخرى لتكوين جزيئة كلور تتحرر بشكل غاز.

أما عند القطب السالب فينجنب أيون الصوديوم وأيون الهيدروجين إليه حيث يكتسب أيون الهيدروجين إلكتروناً متحولاً إلى ذرة هيدروجين والتي تتحد مع ذرة هيدروجين أخرى مكونة جزيئات الهيدروجين، التي تتحرر بشكل غاز حيث أن أيون الهيدروجين قابليته أعلى من أيون الصوديوم على اكتساب الإلكترونات (جهد اختزال Na < H).

$$2H^+ + 2e \longrightarrow H_2^{\uparrow}$$
 اختز ال (عند القطب السالب)

ويبقى في المحلول عدد متساوي من أيونات "OH وينتج عنهما هيدروكسيد الصوديوم.

٢ - يحضر من تفاعل كربونات الصوديوم وهيدروكسيد الكالسيوم:

حيث يتكون هيدروكسيد الصوديوم وكربونات الكالسيوم (التي يمكن فصلها بسهولة من التفاعل) بالترشيح كونها قليلة الذوبان في الماء، أما محلول هيدروكسيد الصوديوم فيسحب ويبخر للحصول على المادة الصلبة NaOH.

Na₂CO₃ + Ca(OH)₂
$$\longrightarrow$$
 CaCO₃ ψ + 2NaOH and order and order

خواص هيدروكسيد الصوديوم:

١-مادة صلبة لها القابلية على التميع عند تعرضها للهواء الرطب.

٢-مادة قاعدية تتفاعل مع الحوامض القوية والضعيفة مكونة أملاح وماء.

$$H_2SO_4 + 2NaOH \longrightarrow NaSO_4 + 2H_2O$$

صعیف CH $_3$ COOH + NaOH \longrightarrow CH $_3$ COONa + H $_2$ O

ملاحظة:

نالحظ ظهور طبقة من الحبيبات وبشكل قشرة جافة على سطح هيدروكسيد الصوديوم، لأنه مادة متميعة لها قدرة كبيرة على امتصاص الرطوبة من الهواء، حيث تتفاعل الطبقة المتميعة من الهيدروكسيد مع شائي أوكسيد الكربون في الجو لتكون طبقة من كربونات الصوديوم (لا تذوب في محلول NaOH المركز في المنطقة المتميعة) مشكلة بذلك قشرة جافة على سطح حبيبات هيدروكسيد الصوديوم.

$$CO_2 + 2NaOH \longrightarrow Na_2CO_3 + H_2O$$

ثالثاً: كريونات الصوديوم Na₂CO₃ وكريونات الصوديوم الهيدروجينية NaHCO₃

هي عبارة عن أملاح مشتقة من حامض الكاربونيك H2CO3 الثنائي البروتون (أي الذي يحتوي على ذرتي هيدروجين قابلة للتأين) أو الاستبدال بأيونات الفلز الموجبة، وبذلك يستطيع تكوين نوعين من الأملاح مع الفلزات القلوية (مثل الصوديوم).

فالملح الأول ناتج عن إحلال ذرة واحدة من الصوديوم محل أحد بروتوني الحامض مكوناً كاربونات الصوديوم الهيدروجينية ويسمى ملح هيدروجيني.

أما الملح الثاني فناتج من إهلال أو استبدال ذرتي صوديوم محل بروتوني الحامض مكوناً كربونات الصوديوم ويسمى ملح اعتيادي.

تحضير أو (صناعة) كربونات الصوديوم وكربونات الصوديوم الهيدروجينية:

يحضر هذان الملحان من تفاعل ملح الطعام مع غاز ثنائي أوكسيد الكربون وغاز الأمونيا بطريقة صولفي وبعدة مراحل.

 1- يتفاعل غاز الأمونيا مع الماء مكوناً قاعدة ضعيفة من هيدروكسيد الأمونيوم.

$NH_3 + H_2O \Rightarrow NH_4OH$

٣- ويتفاعل غاز ثنائي أوكسيد الكربون مع الماء مكوناً حامض ضعيف
 (حامض الكربونيك).

$$CO_2 + H_2O \Rightarrow H_2CO_3$$



 ٣- حيث يحصل تفاعل القاعدة الضعيفة مع الحامض الضعيف لتكون كربونات الأمونيوم الهيدروجينية.

 $H_2CO_3 + NH_4OH \Rightarrow NH_4HCO_3 + H_2O$

٤- وبوجود وفرة من أيونات الصوديوم والكلوريد الناتجة من تفكك ملح
 الطعام.

$NaCl \longrightarrow Na^+ + Cl^-$

تتكون كربونات الصوديوم الهيدروجينية قليلة الذوبان في الماء البارد
 وتترسب من المحلول وتفصل بسهولة وتخزن أو تسويق.

 $NH_4^+ + HCO_3^- + Na^+ + Cl^- \longrightarrow NaHCO_3 + NH_4^+ + Cl^-$

أما كربونات الصوديوم Na₂CO₃ فينتج بالتسخين أو بالتفكك الحراري لكربونات الصوديوم الهيدروجنية NaHCO3.

$$2NaHCO_3 \rightarrow Na_2CO_3 + H_2O + CO_2$$

والمعادلة الأيونية للتفكك الحراري لكربونات الصوديوم الهيدروجينية تتم بتفاعل جزيئتان من كربونات الصوديوم الهيدروجينية وتفكك الناتج بالحرارة.

طريقة صولفي:

يتم الحصول على كل من CO₂ والأمونيا NH₃ المستخدمة كمادة أولية في تحضير كربونات الصوديوم بطريقة صولفي وكما يلي:

١- من تسخين حجر الكلس (كربونات الكالسيوم) حيث ينتج ثنائي أوكسيد
 الكربون وأوكسيد الكالسيوم.

$$CaCO_3 \xrightarrow{\Delta} CaO + CO_2$$



 ٢- أما أوكسيد الكالسيوم CaO الناتج فيعامل مع الماء حيث يتكون هيدروكسيد الكالسيوم.

$$CaO + H_2O \longrightarrow Ca(OH)_2$$

ا – ويتفاعل هيدروكسيد الكالسيوم مع كلوريد الأمونيوم لاسترجاع الأمونيا. $Ca(OH)_2 + 2NH_4Cl \longrightarrow 2NH_3 + 2H_2O + CaCl_2$

الكالسيوم

رمزه الكيمياني: Ca

العدد الدري: ٢١

عدد التأكسد: +٣

الترتيب الإلكتروني:

الترتيب الإلكتروني لغلافه الخارجي nP¹ nS² nP أي وجود ثلاثة الكترونات في غلافها الخارجي أي أن تكافؤه ثلاثي ويظهر الكالسيوم تكافؤ أحادي إضافي، بسبب موقعه في الجدول الدوري حيث تسبقه عناصر انتقالية تتم فيها ملئ أوربيتالات d.

وجوده :

يوجد على شكل كربونات مثل المرمر وحجر الكلس على شكل كبريتات كالجبس وصخور الفوسفات $\operatorname{Ca}_3(\operatorname{PO}_4)_2$ على شكل سليكات.

استخلاصه:

يستخلص الكالسيوم بالتحليل الكهربائي لمنصهر الكلوريدات أو الفلوريدات.

مركبات الكالسيوم:

1 - أوكسيد الكالسيوم (النورة) CaO.

- كاربونات الكالسيوم - CaCO

- « ميدر و كسيد الكالسيوم Ca(OH)2 - «

٤- كبريتات الكالسيوم CaSO4.

٥- فوسفات الكالسيوم (PO₄)2

- حربيد الكالسيوم CaCl2.

- کلورید الکالسیوم CaCl2:

۱- أوكسيد الكالسيوم CaO:

هو أوكسيد قاعدي لأنه يتفاعل مع الماء مكوناً محلولاً قاعدياً (هيدروكسيد الكالسيوم) يغير لون ورقة عباد الشمس الحمراء إلى زرقاء.

$$CaO + H_2O \longrightarrow Ca(OH)_2$$

استخداماته:

يستخدم في صناعة الجص المستعمل في البناء وذلك:

أ- يرش أوكسيد الكالسيوم بالماء فيتحول إلى هيدروكسيد الكالسيوم.

$$CaO + H_2O \longrightarrow Ca(OH)_2$$

ب- يخلط بنسب معينة مع الرمل لزيادة مسامسة عجينة الجص وتسهيل عملية المتصاص غاز ثنائي أوكسيد الكربون الذي يتفاعل مع هيدروكسيد الكالسيوم لتكوين كربونات الكالسيوم الصلبة التي تشد أجزاء البناء بشكل متماسك، كما تسهل المسامية عملية فقدان بخار الماء الناتج من التفاعل.

$$CO_2 + Ca(OH)_2 \longrightarrow CaCO_3 + H_2O$$

۲- كاربونات الكالسيوم CaCO3:

تستخدم في صناعة الأسمنت والزجاج والجص.

 ${
m Ca}({
m OH})_2$ (ماء الكلس) هيدروكسيد الكالسيوم-٣

تحضيره:

يرش الكلس الحي CaO بالماء حيث يتحول هذا من كتل إلى مسحوق أبيض ترابى من هيدروكسيد الكالسيوم.

$$CaO + H_2O \longrightarrow Ca(OH)_2$$

خه اصه:

قليل الذوبان في الماء الحار ويذوب أكثر في الماء البارد.

٤- كبريتات الكالسيوم CaSO4:

توجد على شكل جبس CaSO_{4.2}H₂O الذي يصنع منه جبس باريس. تحضير جبس باريس:

وذلك بتسخين الجبس بالحرارة، حيث تفقد كل جزيئتين من الجبس ثلاث جزيئات من ماء التبلور.

$$2CaSO_4.2H_2O \Rightarrow (CaSO_4)_2.H_2O + 3H_2O$$
 جبس باریس

ويستعمل جبس باريس في التجبير وفي التماثيل والبناء، ويتكون الجبس (يتصلب) بخلط جبس باريس الجاف مع الماء حيث يتكون معلق سميك القوام يتحول بعد تميعه إلى كتلة صلدة هي الجبس.

ه - فوسفات الكالسيوم Ca3(PO4)2 - ه

يعتبر مصدر السماد الفوسفاتي ويحضر منه سماد السوبر فوسفات

بتقاعلها مع حامض الكبريتيك المركز (لا يمكن استخدامه كسماد بشكل مباشر كونه ملح قليل الذوبان في الماء لذا يحول إلى ملح ذائب بمفاعلته مع حامض الكبريتيك المركز).

 $Ca_3(PO_4)_2 + 2H2SO_4 \longrightarrow Ca(H2PO_4)_2 + 2CaSO_4$

- كربيد الكالسيوم CaCl₂:

يستعمل في تحضير الأستيلين بتفاعله مع الماء

 $CaC_2 + 2H_2O \longrightarrow C_2H_2 + Ca(OH)_2$

حيث يتحد غاز الأستيلين مع الأوكسجين في الشعلة الأوكسي أستيلينية وينتج درجة حرارة عالية تكفي لصهر المعادن ولحمها.

 $2C_2H2 + 5O_2 \longrightarrow 4CO_2 + 2H_2O$

٧- كلوريد الكالسيوم CaCl₂ -٧

يستعمل كعامل مجفف للرطوبة وفي إزالة الجليد من الطرق لأنه مادة متميعة إذ يتميع بشدة وبسرعة مع تولد حرارة كبيرة.

تصنيع الأسمنت:

- ا- يصنع الأسمنت من التسخين الشديد لخليط من مسحوق حجر الكلس الناعم والطين النقي والماء بنسب معينة في أفران أسطوانية حيث يفقد الماء ثم غاز CO₂، وبعدها يصهر الخليط إلى درجة حرارة ١٣٠٠-١٣٠٠ محيث تتفاعل مكوناته لتعطي كتلاً صغيرة تسمى الكلنكر وهي عبارة عن سليكات وألومينات الكالسيوم.
- ٢- يسحق الكلنكر ويضاف إليه الجبس CaSO₄ ليساعد على الإبطاء في عملية تصلب الأسمنت ويسحق الناتج مرة أخرى بشكل متجانس حيث يسوق.

استعمالاته:

يستعمل في البناء بخلطه مع الرمل والماء والحصى بنسب معينة، أما الخرسانة المسلحة فتتتج من مد قضبان من الحديد داخل الخرسانة الاعتيادية.

الكبريت وبعض مركباته:

رمزه الكيميائي: S

العدد الذرى: (١٦).

البناء الإلكتروني له:

إفد الإشارات إلى	
*	1
٨	۲
*	٣

بما أنه لذرة الكبريت (٦) إلكترونات في الغلاف الأخير (كما يالحط من البداء الإلكتروني) لذا فإنه يميل لاكتساب إلكترونين لإشباع غلافه الأخير لذلك بكون تكافؤه ثدائي.

وعدد ذرات جزيئة الكبريت هي ٨ ذرات وشكلها حلقي.

ويجورده

١- يوجد حراً بشكل ترسبات في باطن الأرض.

۲- یوجد متحداً بعناصر أخری بشکل مرکبات أهمها الکبریتیدات مثل (CaS)
 رویجد متحداً بعناصر آخری بشکل (Na₂SO₄, CaSO₄).

استخراجه (طريقة فراش):

١- تمد ثلاثة أنابيب مختلفة الأفطار واحدة داخل الأخرى إلى المنطقة التي
 توجد فيها ترسبات الكبريت.

- ٣ من الأنبوب الخارجي (أ) يمرر بخار ماء مضغوط ومسخن إلى ١٧٠م ليقوم بصهر الكبريت.
- ٣- من الأنبوب الداخلي (ج) يمرر هواء حار مضغوط لكي يمتزج مع
 الكبريت والماء مكوناً رغوة خفيفة ليسهل رفعها إلى الأعلى.
- ۵- من الأنبوب الوسطي (ب) يسحب منصهر الكبريت ويوضع في أحواض خشبية ويعرض لمصدر حراري لكي يتصلب.

ملاحظة:

إذا صب منصهر الكبريت على شكل قضبان يدعى عندها بـ (الكبريت العمود).

صور الكبريت:

من أبرز صفات الكبريت التي تفسر سلوكه هي صفة التآصل، فهناك عدد من العناصر تعطي دقائقها عند تجمعها في الحالة الصلبة أشكالاً مختلفة، تتفاوت حسب ترتيب بلوراتها وانتظامها، ولعنصر الكبريت الصلب أكثر من شكل تآصلي، فجزيئات الكبريت تحتوي كل منها على ثماني ذرات 8 متصلة ببعضها في حلقة تشبه التاج، ويكون الكبريت بعدة أشكال هي:

٣- الكبريت المطاط. كبريت غير متبلور

إن أثبت صورة للكبريت هي الكبريت المعيني حيث تعود إليه صور الكبريت الأخرى.

ويمكن التمييز عملياً بين الكبريت المتبلور والكبريت غير المتبلور حيث أن الكبريت المتبلور يذوب في سائل ثنائي كبريتيد الكربون بينما الكبريت غير المتبلور لا يذوب في هذا الممائل.

ملاحظة:

للبرهنة على أن جميع أنواع الكبريت هي صور لنفس العنصر نفوم بحرق أي صورة منها فيعطي نفس النتج وهو غاز ثناني أوكسيد الكبريت. تحضير الكبريت المعيني مختبرياً:

يتم تحضير الكريت المعيني بإذابة قليل من الكبريت في سائل ثنائي كبريتيد الكربون ثم ترشيح المحلول الناتج ويجمع الراشح في زجاجة ونتركها لفترة ساعة من الزمن ليتبخر المذيب نلاحظ تخلف بلورات معينية الشكل.

تحضير الكبريت المنشوري مختبرياً:

يصهر قليل من الكبريت ثم يسكب المنصهر على ورقة ترشيح مطوية بشكل قمع ويترك المنصهر ليتجمد ويكتسي سطحه بقشرة، نثقب الطبقة المتجمدة ثم نفتح ورقة المترشيح نلاحظ كون بنورات أبرية منتوربة الشكل.

تحضير الكبريت الطاط في الختبر:

يتم تحضير الكبريت المطاط بسكب سائل الكبريت المعني في كأس فيه صدء بارد الاحظ أنه يتحول إلى كتلة مطاطية بنية اللون هو الكبريت المطاط.

والجدول التالي للمقارنة بين الكبريت المعيني والكبريت المنشوري والكبريت المطاطي من حيث: ١- اللون ٣- قالمية الذوبان ٣- درجة الانصهار.

١- پئي	١ - أصفر داكن	١ - أصفر شفاف
٣- لا يسذوب في الماء ولا	٣- لا يذوب في الماء ولكنه	٢- لا يـــــــــــــــــــــــــــــــــــ
في سائل ثنائيي كبريتيد	يذوب في سائل CS ₂ .	ولكسنه يسذوب فسي سائل
الكريون.		.CS ₂
٣- درجــة اتصــهاره غير	٣- درجة اتصهاره ثابتة	٣- درچة اتصهاره ثابتة
ثابتة.		

تأثير التسخين التدريجي على الكبريت:



من المخطط أعلاه نلاحظ أن الكبريت السائل يتحول إلى كثلة لزجة القوام عند تسخينها إلى درجة حرارة عالية، ويزيادة تسخين الكتلة اللزجة يخف قوامها تدريجياً متحولة إلى سائل خفيف القوام، لأن جزيئات الكبريت الحلقية تنفتح إلى سلاسل طويلة تتداخل فيما بينها معطية القوام اللزج، وبزيادة تسخين الكتلة اللزجة تنكسر السلاسل الطويلة إلى جزيئات ثنائية الذرة لذلك يخف قوامها.

استعمالات الكبريت:

- ١- يستعمل في صناعة البارود الأسود والشخاط والألعاب النارية وذلك
 لكونه سهل الاحتراق.
- ٢- يستعمل في صناعة حامض الكبريتيك وسائل ثنائي كبريتيد الكربون
 وغاز ثنائي أوكسيد الكبريت.
 - ٣- يستعمل في صناعة المطاط.
- 4- يستخدم في صنع أعواد الثقاب فهو أحد مكونات المادة التي توضع على
 رأس العود.
- ه- يستخدم في الزراعة لمكافحة بعض الأمراض والحشرات التي تصيب
 النباتات.

بعض مركبات الكبريت:

١- غاز ثنائي أوكسيد الكبريت SO:

تحضيره مختبرياً:

يحضر من تفاعل كبريتيت الصوديوم مع حامض الكبريتيك المخفف ويجمع الغاز بإزاحة الهواء إلى الأعلى.

$$Na_2SO_3 + H_2SO_4 \longrightarrow Na_2SO_4 + SO_2 + H_2O_3$$

يجمع غاز ثنائي أوكسيد الكبريت عند التحضير المختبري بإزاحة الهواء إلى الأعلى (لأنه أثقل من الهواء).

الخصائص الفيزيانية:

١ - عديم اللون ذو رائحة نفاذة.

٧- أثقل من الهواء.

٣- كثير الذوبان في الماء: فالمحلول المائي لغاز SO₂ حامضي ويدعى
 (حامض الكبريةوز).

$$SO_2 + H_2O \longrightarrow H_2SO_3$$

فَلَق (يتفكك بسهولة)

لذلك نشم رائحة غاز ثنائي أوكسيد الكبريت من محلول حامض الكبريتوز لأن حامض الكبريتوز قلق يتجزأ إلى غاز ثنائي أوكسيد الكبريت وماء.

$$H_2SO_3 \longrightarrow SO_2 + H_2O$$

لذلك يعتبر غاز SO₂ لوكسيداً حامضياً لأنه عند ذوبانه في الماء يكون محلول حامضي هو حامض الكبريتوزولذلك يغير لون ورقة عباد الشمس الزرقاء إلى حمراء، ولأنه أيضاً يستطيع التفاعل مع محلول هيدروكسيد

الصوديوم (قاعدة) مكوناً ملحاً وماء.

$$SO_2 + 2NaOH \longrightarrow Na_2SO_3 + H_2O$$

- ٤- يسلك المحلول المائي لغاز ثنائي أوكسيد الكبريت كعامل مختزل لأنه يحتوي على مجموعة الكبريتيت 2 SO3 القابلة للتأكسد، لذلك له قابلية على قصر الألوان النبائية.
- ه- يسلك غاز SO₂ كعامل مؤكسد لذلك يستمر شريط المغنيسيوم المشتعل
 على الاشتعال عند وضعه في غاز ثنائي أوكسيد الكبريت.

سورال:

وضح سلوك غاز ثنائي أوكسيد الكبريت:

أ- كعامل مختزل.

ب- كعامل مؤكسد،

الجواب:

أ- كعامل مختزل: بإمراره في محلول برمنكنات البوتاسيوم الأرجواني
 المحمض فيزيل لونه الأرجواني.

ب- كعامل مؤكسد: عند وضع شريط من المغنيسيوم في قنينة تحتوي على
 الغاز نلاحظ استمرار الشريط على الاشتعال.

$$2Mg + SO_2 \longrightarrow 2MgO + S$$

استعمالات غاز SO2:

١- يستعمل في تحضير حامض الكبريتيك.

٧ - في قصر ألوان المواد العضوية.

٣- لأغراض التعقيم.

٤- في صناعة حفظ الأغنية ونلك لأنه يمنع نمو العفن عليها.

فوائد ومساوئ غاز SO2 مقارنة بغاز الكلور Cl2 كعامل قصر:

القوائد: غاز SO2 غير متلف للمواد العضوية بينما غاز CI2 متلف لها.

المساوئ: عملية القصر بـ SO_2 عملية مؤقتة بينما عملية القصر بـ Cl_2 دائمية.

۲- غاز كبريتيد الهيدروجين H₂S:

وجوده:

١- يوجد في المناطق التي يحدث فيها تفسخ المواد العضوية المحتوية على
 الكبريت.

٧ - يوجد مخلوطاً مع الغاز الطبيعي.

تحضير غاز كبريتيد الهيدروجين مختبرياً:

يحضر من تفاعل كبريتيد الحديد II مع حامض الكبريتيك المخفف H2SO4 ويجمع الغاز بإزاحة الهواء إلى الأعلى.

$$FeS + H_2SO_4 \longrightarrow FeSO_4 + H_2S$$

خواصه

١- عديم اللون ذو رائحة كريهة تشبه رائحة البيض الفاسد.

٣- أثقل من الهواء.

 ٣- معتدل الذوبان في الماء، ومحلوله المائي حامضي يدعى (حامض الهيدروكبريتيك).

غاز سام.

سلوك غاز كبريتيد الهيدروجين:

أ- كعامل مختزل: بإمراره في محلول برمنكنات البوتاسيوم الأرجواني
 المحمض فيزيل لونه الأرجواني.

ب-كعامل مرسب: بإمراره في محاليل بعض الأملاح الفلزية يكون معها رواسب ملونة حسب نوع الفلز، فمثلاً:

 بإمراره في محلول كبريتات النحاس يتكون راسب أسود من كبريتيد النحاس (II).

$$CuSO_4 + H_2S$$
 \longrightarrow CuS \downarrow \downarrow H_2SO_4 راسب أسود

وبإمراره في محلول كبريتات الخارصين يتكون راسب أبيض من
 كبريتيد الخارصين.

$$ZnSO_4 + H_2S \longrightarrow ZnS + H_2SO_4$$

الكشف عن غاز كبريتيد الهيدروجين:

يتم الكشف عن غاز كبريته النيدروجين بإمراره على ورقة ترشيح مبللة بمحلول خلات الرصاص نلاحظ تغير لون ورقة الترشيح إلى اللون الأسود بسبب تكون راسب أسود من كبريتيد الرصاص.

$$(CH_3COO)_2$$
 pb + H_2S \longrightarrow pbS $_{\psi}$ + 2CH $_3$ COOH راسب أسود

والجدول التالي للمقارنة بين غازي ثنائي أوكسيد الكبريت وكبريتيد الهيدروجين من حيث:

١ – اللون والرائحة.

٣- قابلية الذوبان في الماء.

٣- طريقة الجمع عند التحضير المختبري:

H ₃ S, J(c)		
١- عديم اللون ، رائحته كريهة تشبه	١- عديم اللون ، دُو رانحة نفاذة	
البيض المتقسخ		
٧ - معتدل الذويان في الماء	٢- كثير النوبان في الماء	
٣- يجمع بإزاحة الهواء إلى الأعلى	٣- يجمع بإزاهة الهواء الى الاعلى	
٤- حامض الهيدروكبريتيك	٤ - حامض الكبريتوز	

"- حامض الكبريتيك 4-H2SO

تحضير حامض الكبريتيك صفعيا بطريقة التلامس:

ا - يحرق الكبريت ليتحول إلى غاز ثنائي أوكسيد الكبريت.

$$S + O_2 \longrightarrow SO_2$$

٣- يخلط SO2 مع وافر من الهواء ويسخن الخليط في برج التلامس الذي يحتوي على عامل مساعد مثل خماسي أوكسيد الفناديوم أو البلاتين فيتأكسد SO2 إلى ثلاثي أوكسيد الكبريت.

$$2SO_2 + O_2 \xrightarrow{V_2O_5} 2SO_3$$

٣- يمتص SO₃ من قبل حامض الكبريتيك المركز فيتحول إلى حامض الكبريتيك الداخن.

$$SO_3 + H_2SO_4 \longrightarrow H_2S_2O_7$$

٤- يخفف حامض الكبريتيك الداخن بكمية كافية من الماء لتحويله إلى
 حامض الكبريتيك المركز.

$$H_2S_2O_7 + H_2O \longrightarrow 2H_2SO_4$$

خواصه الفيزياوية:

١ -- سائل زيتي القوام.

٧- عديم اللون.

٣- يغلى في درجة أعلى من ٣٣٠م،

ملاحظة مهمة:

إن الطريقة الصحيحة لتخفيف حامض الكبريتيك المركز بأمان هي بإضافة الحامض إلى الماء بصورة تدريجية مع الرج والتحريك لكي تتوزع الحرارة على أجزاء الماء، ولا يجوز إضافة الماء إلى حامض الكبريتيك المركز عندما يراد تخفيفه، لأنه تتولد حرارة عالية تكفي ليتبخر الماء ويتتاثر الحامض معه خارج الوعاء الذي يحويه.

سلوك حامض الكبريتيك المركز:

- أ- كعامل مجفف: بإضافته إلى بضع بلورات من كبريتات النحاس المائية الزرقاء CuSO₄.5H₂O نلاحظ أنها تتزهر متحولة إلى مادة بيضاء مما يدل على فقدانها ماء التبلور.
- ب- كعامل منتزع لعنصري الماء: بإضافة قليل من الحامض إلى السكر نلاحظ اسوداد السكر مما يدل على أن الحامض انتزع عنصري الهيدروجين والأوكسجين من تركيب السكر وتخلف الكربون الأسود.
- ج- كعامل مؤكسد: بتسخين قطعة من الكربون في حامض الكبريتيك المركز تتحرر غازات أحدها هو غاز ثنائي أوكسيد الكربون مما يدل على تأكسد الكربون بالحامض المركز.

$$C + 2H_2SO_4 \longrightarrow 2SO_2 + CO_2 + 2H_2O$$

يتفاعل حامض الكبريتيك مع بعض الأملاح ويكون الحوامض التي تكونت منها هذه الأملاح، فمثلاً يتفاعل مع نترات البوتاسيوم لتكوين حامض النتريك ويتفاعل مع كلوريد الصوديوم لتكوين حامض المهدروكلوريك.

استعمالات لحامض الكبريتيك:

١- يستعمل في تحضير الحوامض الأخرى (لأن درجة غليانه عالية).

٢- يستعمل في تجفيف الغازات (لميله الشديد للاتحاد بالماء).

 ٣- يستعمل في صناعة بطاريات السيارات الأن محلوله موصل التيار الكهربائي.

٤- يستعمل في صناعة المتفجرات لأنه عامل مؤكسد.

الكبريتات ²⁻ يSO:

هي أملاح حامض الكبريتيك.

الكشف عن أيون الكبريتات 2- SO4:

يتم الكشف عن أيون الكبريتات بإضافة محلول يحتوي على أيون الباريوم (Ba^{+2}) إلى محلول الكبريتات فيتكون راسب أبيض من كبريتات الباريوم.

تحضير الكبريتات:

تحضر من تفاعل حامض الكبريتيك مع الفاز أو هيدروكسيده أو كربوناته.

أنواع الكبريتات:

هناك أنواع عديدة من الكبريتات يستعمل قسماً منها على نطاق واسع منها:

۱ - كبريتات الكالسيوم المائية CaSO4.2H2O

تستعمل:

أ- في البناء.

ب- في صناعة التماثيل.

ج- في تجبير العظام.

٢-كبريتات المغنيسيوم المائية MgSO₄.7H₂O:

١ - تستعمل في صناعة الأنسجة القطنية.

٢ - في صناعة كبريتات الأمونيوم التي تستخدم كسماد.

الفسفور وبعض مركباته

الرمز الكيميائي: P

العدد الذرى: ١٥ البناء الإلكتروني له:

C42 (103Y) 235	(2) (2) (2)
۲	1
٨	۲
٥	۳

تميل ذرة الفسفور إلى أن تكون ثلاثية التكافؤ في بعض المركبات، كما تميل إلى أن تكون خماسية التكافؤ في مركباتها الأخرى.

و جو ده:

١- يوجد في تركيب الكائنات الحية (تركيب المخ والعظام وصفار البيض).

 $Ca_3(PO_4)_2$ عير حية كما في فوسفات الكالسيوم $^{\circ}$

تحضير الفسفور صناعيا:

يتم بتسخين خليط من فوسفات الكالسيوم والفحم والرمل في فرن كهربائي تسخيناً شديداً بمعزل عن الهواء.

 $2Ca_3(PO_4)_2 + 6SiO_2 + 10C \longrightarrow 6CaSiO_3 + 10CO + P_4$ قسقور أبيض

أنواع الفسفور:

أ- الفسفور الأبيض:

خواصه:

١ - أبيض اللون مائل للصفرة.

٢ - درجة اتقاده واطئة (٣٠٠م) لذلك يحفظ الفسفور الأبيض داخل الماء لكي
 لا يشتعل عند تعرضه للهواء.

٣- يتألق في الظلام لأنه يتأكسد في درجات الحرارة الاعتيادية وأن التألق
 يصاحب عملية تأكسده.

٤ - درجة انصماره واطئة.

٥- تنبعث منه رائحة الثوم رغم كونه عديم الرائحة لأنه يتأكمد في درجات الحرارة الاعتبادية محرراً غاز الأوزون الذي له رائحة النؤم.

٦- لا يذوب في الماء ولكنه يذوب في ثنائي كبريتيد الكربون.

٧- أقل كثافة من الفسفور الأحمر.

٨- أكثر فعالية من القسفور الأحمر بسبب اختلاف كيفية ترابط الذرات المكونة لكل منهما.

٩ - سام لأنه يذوب في العصارات الهضمية.

ب- القسقور الأحمر:

١ --- أحمر اللون مائل للبنفسجي

٢ -- درجة اتقاده عالية

٣- لا يتألق في الظلام

٤ -- يتسامى بالتسخين.

٥- عديم الرائحة.

٦- لا يذوب في الماء ولا في سائل ثنائي كبريتيد الكربون.

- ٧- أكثر كثافة من الفسفور الأبيض.
- أقل فعالية من الفسفور الأبيض.
- ٩- غير سام لأنه لا يذوب في العصارات الهضمية.

ملاحظة:

- ١- يتأكسد الفسفور بأوكسجين الهواء مكوناً نوعين من الأكاسيد هما:
 - أ- ثلاثي أوكسيد الفسفور P2O3.
 - ب- خماسي أوكسيد الفسفور P2Os.
- ٣- يتأكسد الفسفور الأبيض في درجات الحرارة الاعتيادية بينما لا يتأكسد الفسفور الأحمر إلا في درجات حرارة عالية.

ويكون القسقور مركبات عديدة أهمها:

- 1 حامض الفسفوريك 43PO : يستعمل في صناعة الأسمدة الفوسفاتية.
- ٧- فوسفات الصوديوم ، Na₃PO، يضاف إلى مساحيق الصابون لتزيد من قابليتها على التنظيف، لأنه يتحلل مائياً إلى هيدروكسيد الصوديوم الذي يقوم بإزالة الأوساخ الدهنية.
- ٣- فوسفات الكالسيوم (Ca₃(PO₄): يستعمل في صناعة الأسمدة الفوسفائية
 والفسفور وحامض الفسفوريك.
- بالإضافة إلى الاستعمالات الأخرى لأنواع الفوسفات ومنها معاملة عود الثقاب بمحلول فوسفات الأمونيوم للأسباب التالية:
 - ١- لكى يساعد على حمل الشعلة من رأس العود إلى نهايته دون أن تنطفئ.
 - ٧- لكي يشتعل العود بدون دخان.
 - ٣- لكى يمنع اتقاد العود ثانية بعد انطفائه.

مكونات رأس عود الكبريت:

١ - مادة قابلة للاشتعال مثل أحد مركبات الكبربت.

٢- مادة مؤكسدة مثل كلور ات البوتاسيوم.

٣- مادة تزيد من قوة الاحتكاك مثل مسحوق الزجاج.

٤ - مادة صمغية لربط المكونات.

كيفية اشتعال العود:

عند حك رأس العود بجانب العلبة تظهر الشعلة أولاً على جانب العلبة ومنها تنتقل إلى رأس العود ومن ثم إلى العود.

الأسمدة الفوسفاتية:

وكذلك تستخدم الفوسفات في صناعة الأسمدة وتكون بعدة أنواع:

١- سماد السوبر فوسفات الاعتبادي.

٢ - سماد السوبر فوسفات الثلاثي.

أهميتها للنباتات السنبلية:

١ – تقوي سيقانها.

٢- تعجل في نمو بذورها.

٣- تزيد من مقاومتها للأمراض.

تحضير سماد السوبر فوسفات الاعتيادي:

يتم تحضيره بمعاملة فوسفات الكالسيوم مع حامض الكبريتيك. $Ca_3(PO_4)_2 + 2H_2SO_4 \longrightarrow Ca(H_2PO_4)_2 + 2CaSO_4$

كبريتيد الكالسيوم فوسفات الكالسيوم الهيدروجينية

السوير قوسقات

ويجب عدم استعمال فوسفات الكالسيوم مباشرة كسماد فوسفاتي لأنه ملح قليل الذوبان جداً في الماء، لذلك يجب تحويلها إلى سوير فوسفات لأنها قابلة للذوبان في الماء.

الحديد وبعض مركباته

رمزه الكيميائي: Fe

العدد الذرى: ٢٦

عدد التأكسد: (+۲)، (+۳).

الحديد تكافؤ ثنائي، Fe^{+2} حديد (II) في بعض المركبات وتكافؤ ثلاثي: Fe^{+3} حديد (III) في مركبات أخرى.

العلاقة بين حالتي التأكسد للحديد:

يتحول أيون الحديد Fe*2 (الحديدوز) إلى Fe*3 حديديك وبالعكس بعملية أكسدة واخترال وفق المعادلة التالية:

 $Fe^{+2} \Rightarrow Fe^{+3} + e^{-3}$ (یکتسب الکترون) پتحول إلی أیون الحدید $Fe^{+2} \Rightarrow Fe^{+3} + e^{-3}$ نکسد $Fe^{+3} + e^{-3}$ نکسد نکترون) پتحول إلی أیون $Fe^{+3} + e^{-3}$ نکسد نکترون) پتحول إلی أیون $Fe^{+3} + e^{-3}$ نکست

وتكون حالة التأكسد (+٣) للحديد أكثر استقراراً وثباتاً من حالة التأكسد (٢) لأنه في حالة التأكسد الثلاثية يفقد الحديد ثلاثة الكترونات، الكترونين من الغلاف الثانوي (S) والكترون من الغلاف (d) حيث يبقى في مستوى (d) خمسة المكترونات وهي حالة أكثر استقراراً لأن الغلاف (d) يكون نصف مشبع. وجوده:

لا يوجد الحديد حراً في الطبيعة بل يوجد متحداً بعناصر أخرى بشكل

خامات أهمها:

- الهيمانايت (Fe₂O₃).

- المغنيتايت (Fe₃O₄).

والحديد هو أحد العناصر الداخلة في تركيب هيمو غلوبين الدم.

خواصه الفيزيائية:

١ - مقطعه المصنقول فضبى لماع.

٢ - جيد التوصيل للحرارة والكهربائية.

٣- قابل للتمغنط.

الصدأ:

هو عبارة عن طبقة بنية اللون مائلة إلى الإحمرار تنفصل من سطح الحديد على شكل قشور، وصبغته الكيميائية Fe2O3-n.H2O، وهو أوكسيد الحديد المائي حيث n عد غير محدود من جزيئات الماء، ويحدث للحديد عند تعرضه للهواء الجوي، كما أن الحوامض والمواد الإلكتروليتية تكون عوامل مساعدة، والايتوقف تكون الصدأ عند السطح الخارجي لقطعة الحديد الأن طبقة الصدأ تتفتت وتتساقط بشكل قشور فتسمح للحديد بالاتصال باللهواء لذلك يستمر تكون الصدأ.

الوقاية من صدأ الحديد:

للوقاية من الصدأ يطلى الحديد بأنواع مختلفة من المواد لغرض وقايته من الصدأ حيث تقوم هذه المواد على منع تماس الحديد مع كل من الرطوبة والهواء (الماء والأوكسجين) ومنها:

- ١- الأصباغ: التي تحتوي على أوكسيد الرصاص الأحمر أو كرومات الخارصين.
- ٢- الغلونة: وهي عملية طلاء الحديد بعنصر الخارصين وتتم العملية
 بتغطيس قطع الحديد في الخارصين المنصهر حيث يكتسي الحديد بطبقة

رفيقة من الخارصين (الذي يتأكمد بصعوبة) ويدعى الحديد المغلون محلياً بالجينكو المستخدم في صناعة أنابيب الماء، أما عملية تغطيس صفائح الحديد في القصدير المنصهر حيث يكتسي الحديد بطبقة رقيقة من القصدير المقاوم للتأكمد فينتج ما يسمى بالتنك المستخدم في صناعة علب حفظ الأغذية.

٣- الطلاء الكهريائي: عملية طلاء الحديد بطبقة من المعادن التي لها مقاومة كبيرة على التأكمد مثل الكروم والنيكل حيث يمكن ترسيب طبقة رقيقة من هذه المفازات على الحديد بطريقة الطلاء الكهربائي.

ويتأثر الحديد بالمواد الآتية :

١- الهواء الرطب: حيث يصدأ الحديد عند تعرضه للهواء الرطب.

 ٢- الهواء في درجات الحرارة العالية (درجة الاحمرار): حيث يتأكسد الحديد مكوناً أوكسيد الحديد المغناطيسي.

$$3\text{Fe} + 2\text{O}_2 \longrightarrow \text{Fe}_3\text{O}_4$$

- ٣- بخار الماء: حيث يتفاعل الحديد مع بخار الماء مكوناً أوكسيد الحديد المغناطيسي ومحرراً غاز الهيدروجين.
- الحوامض غير المؤكسة (مثل حامض الهيدروكلوريك وحامض الكبريتيك المخفف): حيث يتفاعل الحديد مع هذه الحوامض مكوناً ملح الحديد (II) ومحرراً غاز الهيدروجين.

$$Fe + 2HC1 \longrightarrow FeCl_2 + H_2$$

$$Fe + H_2SO_4 \longrightarrow FeSO_4 + H_2$$

 الحوامض المؤكسدة (مثل حامض الكبرينيك المركز الساخن وحامض النتريك): حيث يتفاعل الحديد مع هذه الحوامض ولكن لا يتحرر غاز الهيدروجين حيث أنه يتأكسد إلى ماء.



 ٦- الكبريت: تتفاعل برادة الحديد مع مسحوق الكبريت بالتسخين مكوناً كبريتيد الحديد (II)

$$Fe + S \longrightarrow FeS$$

٧- الكلور: يتفاعل الحديد المسخن إلى درجة الاحمرار مع غاز الكلور مكوناً
 كلوريد الحديد (III).

استخلاص الحديد (طريقة الفرن النفاخ):

- ١- يوضع خليط خام الحديد وفحم الكوك وحجر الكلس داخل الفرن النفاخ
 من الفتحة العلوية للفرن.
- ٣- يمرر تيار من الهواء الساخن من أسفل الفرن فيحترق الفحم مما يؤدي إلى تسخين الفرن وتكوين غاز أحادي أوكسيد الكربون والذي يقوم باخترال خام الحديد حسب المعادلة الآتية:

$$Fe_2O_3 + 3CO \longrightarrow 2Fe + 3CO_2$$

- ١- أما حجر الكلس ففائدته لتخليص خام الحديد من الشوائب وخاصة الرمل وذلك نتيجة تفاعل أوكسيد الكالسيوم (الناتج من تحلل كربونات الكالسيوم) مع الرمل مكوناً سليكات الكالسيوم (الخبث) التي تتجمع فوق منصهر الحديد. يدعى الحديد الناتج من الفرن النفاخ بـ (حديد الزهر).
 - ٣- يسحب منصهر الحديد الذي يتجمع في أسفل الفرن من فتحة خاصة.

الخبث:

هو سليكات الكالسيوم التي تتكون في الفرن النفاخ نتيجة تفاعل أوكسيد الكالسيوم (الناتج من تحلل حجر الكلس) مع الرمل، ويستفاد من الخبث في صناعة الإسمنت أو الكونكريت أو لرصف الطرق.

أنواع الحديد :

١- حديد الزهر: يستفاد منه للحصول على أنواع الحديد الأخرى.

٢- حديد الصب (بدعى محلياً الآهين): هو الحديد الناتج من صب منصهر
 حديد الزهر في قوالب ويكون نوعين:

أ- حديد الصب الأبيض (قوالب معدنية).

- حديد الصب الرمادي (قوالب رملية).

استعمالات حديد الصب:

يستعمل في صناعة بعض أجزاء المدافئ وأنابيب وأغطية المجاري. ملاحظة: يمتاز حديد الصب بأنه صلب جداً ولكنه هش.

 حديد الصب (القولاذ): يستعمل في صناعة قضبان سكك الحديد والجسور والدروع والمغانط وغيرها.

صناعة الفولاذ:

يستخرج الحديد من خاماته باختر الها بأول أوكسيد الكربون في فرن كبير يسمى الفرن اللاقح، ويدعى الحديد الناتج (حديد الصبّ) وهو هش، سريع الصدأ، لذا فهو غير صالح للاستخدام في المجالات العملية، كالبناء وصناعة السيارات، لذلك بضاف إليه كميات محسوبة بدقة من فلزات ولا فلزات أخرى لتحسين خصائصه وإكسابه خصائص أخرى مرغوبة، فمثلاً عند إضافة كميات من النيكل والكروم إلى الحديد يصبح أكثر صلابة ولا يصدأ ويسمى هذا النوع من الحديد الفولاذ الذي لا يصدأ (Stainless steel) ويستخدم في صناعة أجزاء كثيرة من السيارة وأدولت المطبخ كالملاعق والشوك والسكاكين وغيرها، وعند إضافة الكربون إلى الحديد بنسبة (٠٠، ١٠٥ %) بالكتلة يصبح الحديد أكثر صلابة ويسمى عندها الفولاذ القابل للطرق ويستخدم في أعمال البناء وصناعة الجسور والسفن وأجسام السيارات.

أكاسيد الحديد:

١ -أوكسيد الحديد (II) FeO:

يحضر في المختبر بتسخين كبريتات الحديد (II).

وأوكسيد الحديد (II) FeO هو أوكسيد قاعدي يتفاعل مع الحامض مكوناً ملح الحديد (II) وماء.

FeO + 2HCl
$$\longrightarrow$$
 FeCl₂ + H₂O

Fe₂O₃ (III) حأوكسيد الحديد

يحضر في المختبر من تسخين هيدروكسيد الحديد (III).

$$4\text{Fe}(\text{OH})_3 \longrightarrow 2\text{Fe}_2\text{O}_3 + 6\text{H}_2\text{O}$$

وأوكسيد الحديد (III) ${\rm Fe_2O_3}$ هو أوكسيد قاعدي يتفاعل مع الحوامض مكوناً أملاح الحديد (III).

$$Fe_2O_3 + 6HCl \longrightarrow 2FeCl_3 + 3H_2O$$

 Fe_3O_4 (أوكسيد الحديد المغناطيسي) الحديد المغناطيسي -7

يحضر في المختبر من تفاعل بخار الماء مع الحديد المسخن إلى درجة الاحمرار.

وأوكسيد الحديد المغناطيسي ذو صفات قاعدية يتفاعل مع الحوامض مكوناً أملاح الحديد (II) وأملاح الحديد (III) لأنه مكون من أوكسيد الحديد (II) Fe₂O₃ (III).

الحديد المغلون:

هو الحديد المطلي بالخارصين مثل أنابيب مياه الشرب وخزانات المياه، وتدعى صفائح الحديد المطلية بالخارصين محلياً بـ (الجينكو) وتدعى صفائح

الحديد المطلية بالقصدير محلياً بـ (ننك).

السبائك:

هي مذاليط صلبة لعنصرين أو أكثر يكون أحدهما فلزاً مثل سبيكة لحيم المعادن المكونة من الرصاص والقصدير.

الملاغم:

هي مخاليط ناتجة من إذابة قلز في الزئبق وتكون سائلة في درجات الحرارة الاعتبادية إذا كانت نسبة الفلز قليلة مثل الملغم الناتج من إذابة الفضة في الزئبق والذي يستخدم في حشو الأسنان.

الكشف عن أيون الحديد Fe +2:

يتم بإضافة محلول هيدروكسيد الصوديوم إلى محلول أحد أملاح الحديد (II) حيث يتكون راسب أخضر ترابي من هيدروكسيد الحديد (II).

 $Fe^{+2} + 2OH^- \longrightarrow Fe(OH)_3$ ر اسب أخضر ترابي

الكشف عن أيون الحديد Fe ⁺³:

يتم بإضافة محلول هيدروكسيد الصوديوم إلى محلول أحد أملاح الحديد (III) يتكون راسب بني محمر من هيدروكسيد الحديد (III).

Fe $^{+3}$ + 3OH \longrightarrow Fe(OH)₃ \checkmark

ويتم التميز عملياً بين أملاح الحديد (II) وأملاح الحديد (III) بإضافة محلول هيدروكسيد الصوديوم إلى كل من محلوليهما فالذي يكون راسب أخضر ترابي هو ملح الحديد (II) والذي يكون راسب بني محمر هو ملح الحديد (II).

الألنيوم وبعض مركباته

الرمز الكيمياني: Al

العدد الذرى: ١٣

البناء الإلكتروني له:

عدد الإلكترونات	و الغلام الغلام
*	,
Α	۲
٣	40

بما أن لذرة الألمنيوم ثلاثة إلكترونات في الغلاف الأخير لذلك فهي تميل لفقدان ثلاثة إلكترونات مكونة أيوناً موجباً ثلاثي الشحنة "Al لذلك يكون تكافؤ الأسنيوم ثلاثي.

خصائصه:

١ - فلز فضي لامع.

٧- قابل للطرق والسحب.

٣- غير سام.

٤- موصل جيد للحرارة والكهرباء.

ه – متين.

٦- مظهرة جذاب.

وجوده:

١ - البوكسايت (أوكسيد الألمنيوم المائي).

٧-الكربولايت (فلوريد الصوديوم الألمنيوم).

إن فلز الألمنيوم يقي نفسه من الصدأ والتآكل لأنه يحيط نفسه بطبقة رقيقة صلدة من أوكسيده تلتصق بشدة على سطحه فتعزله عن الهواء والرطوبة فتحميه من التآكل.

ويعتبر فلز الألمنيوم أمفوتيرياً لأنه يستطيع التفاعل مع الحوامض ومع القواعد فمثلاً يستطيع التفاعل مع حامض الهيدروكلوريك وحامض الكبريتيك المخففين ومع هيدروكسيد الصوديوم، ولكنه لا يستمر في التفاعل مع حامض النتريك بسبب تكون طبقة من أوكسيده تعزل الحامض عن الفلز، ولهذا السبب يتم حفظ حامض النتريك في أواني مصنوعة من الألمنيوم.

تفاعلات الألنيوم:

١-احتراق مسحوق الألمنيوم.

٧-تفاعل الألمنيوم مع حامض الهيدروكلوريك المخفف.

$$2Al + 6HCl \longrightarrow 2AlCl_3 + 3H_2$$

٣-تفاعل الألمنيوم مع حامض الكبريتيك المخفف.

$$2Al + 3H_2SO_4 \longrightarrow Al_2(SO_4)_3 + 3H_2$$

٤-تفاعل الثرميت:

هو تفاعل مسحوق الألمنيوم مع أوكسيد الحديد (III) ويكون مصحوباً بحرارة كبيرة ولهب ساطع مع تطاير شرر، يسلك الألمنيوم في هذا التفاعل كعامل مختزل.

يستفاد من تفاعل الثرميت في لحيم الأجهزة الحديدية الكبيرة وقضبان سكك الحديد.

 ح- يكون 3+A1 أيونا معقداً هو أيون الألمنيوم المائي حيث يحيط أيون الألمنيوم نفسه بست جزيئات ماء ويكون ارتباط أيون الألمنيوم بجزيئات الماء عن طريق ستة أواصر تناسقية.

املاح المنيوم $\leftarrow Al^{+3} + 6H_2O \longrightarrow [Al(H_2O)_6]^{-3}$

 ٣- يعتبر أبون الألمنيوم المائي من الحوامض الضعيفة لقدرته على فقدان بروتون واحد.

$$Al(H_2O)_6$$
 [Al(H₂O)₅OH]⁺² + H⁺

طريقة استخلاص الألمنيوم:

- ١- بنقى خام البوكسايت من الشوائب للحصول على أوكسيد الألمنيوم النقي (الألومينا).
- ٢- تذاب الألومينا في منصهر الكريولايت في خلية تحليل كهربائية وبإمرار التيار الكهربائي في المحلول يتجمع الألمنيوم على شكل منصهر في أسفل الخلية ويسحب من فتحة خاصة.

ملاحظة:

٣- لا يحلل البوكسايت لوحده كهربائيا عندما يراد استخاص الألمنبوم منه لأن درجة انصبهاره عالية جداً لذلك يضاف البوكسايت إلى الكربولايت عندما يراد تحليله كهربائيا حيث أن البوكسايت يذوب في الكربولايت في درجة حرارة واطئة.

الكشف عن أيون الألنيوم Al⁺³:

يتم بإضافة محلول هيدروكسيد الصوديوم أو هيدروكسيد البوتاسيوم إلى محلول أحد أملاح الألمنيوم فيتكون راسب أبيض جيلاتيني من هيدروكسيد الألمنيوم.

استعمالات الألنيوم:

- ١- في صناعة أواني الطبخ والأبواب والشبابيك.
 - ٧- في صناعة أسلاك لنقل القدرة الكهربائية.
- ٣- في صناعة المرايا المستخدمة في الأغراض العلمية.
 - ٤- في صناعة الطلاء.
- ٥- سبائكه تستعمل في صناعة أجزاء الطائرات والسيارات.
- ٣- تصنع من سبائكه قناني خاصة لحفظ السوائل (سوائل الأوكسجين والنتروجين والأوركون) في درجة حرارة منخفضة جداً، حيث تزداد قوة الألمنيوم كلما الخفضت درجة حرارته.
- ٧- ومن الاستعمالات الحديثة والمميزة لعنصر الألمنيوم استعماله في صنع المرايا التي تعكس الأشعة الضوئية والأشعة الحرارية بدلاً من الزجاج، وذلك بطلاء صفائح فلزية بطبقة رقيقة من الألمنيوم الذي يتحول إلى أوكسيد متماسك مقاوم، وتستعمل هذه المرايا في المدافئ الكهربائية كعاكسات للحرارة وفي الكشافات الضوئية في مصابيح السيارات كعاكسات للضوء.

سبائك الألمنيوم:

١- سبيكة الديور ألومين: تتكون من نسبة عالية من الألمنيوم ونسبة قليلة من
 كل من النحاس والمغنيسيوم، وتستعمل هذه السبيكة في بناء أجزاء
 الطائرات لخفتها وصلابتها.

٢- سبيكة برونز الألمنيوم: تتكون من نسبة قليلة من الألمنيوم ونسبة عالية من النحاس، وتستعمل هذه السبيكة في صناعة أدوات الزينة لأتها تقاوم التآكل، ويتغير لونها بتغير نسب مكوناتها.

مركبات الألنيوم:

-- هيدروكسيد الألمنيوم 3(OH)

يحضر من تفاعل محلول أحد أملاح الألمنيوم مع هيدروكسيد الصوديوم أو البوتاسيوم.

و هو أبرز مركبات الألمنيوم، ولإحدى تشكيلاته الطبيعية المعروفة بشكل ألفا (α-Al₂O₃) استعمالات مباشرة.

خصائصه:

١ –يتميز بالقساوة.

٧-ارتفاع درجة انصهار (٢٠٥٠ أس تقريباً).

٣-مقاوم للتفاعلات.

تحضيره في المختبر:

يحضر بالتسخين الشديد لهيدروكسيد الألمنيوم.

$$2Al(OH)_3$$
 \longrightarrow $Al_2O_3 + 3H_2O$



استعمالاته:

- ١- يستخدم في صنع الطوب الحراري المستخدم في تبطين الأفران.
 - ٣- في صناعة ورق الزجاج الذي يستخدمه النجارون والحدادون.
 - ٣- يدخل في تركيب بعض الأحجار الكريمة.
 - ١- يدخل في تركيب الأسمنت.
- و- يستخدم أركسيد الألمنيوم في صقل المعادن وتلميعها لأنه مادة شديدة الصلابة.
 - ٣-كبريتات الألمنيوم Al₂(SO₄)3:

يستعمل في:

- ١- صناعة الورق.
- ٢- تتقية الماء: يضاف إليه قاعدة مثل: Ca(OH)₂ فيتكون راسب من هيدروكسيد الألمنيوم الجيلاتيني، فيحمل هذا الراسب معه الكثير من الشوائب الموجودة في الماء.

 $Al_2(SO_4)_3 + 3Ca(OH)_2 \longrightarrow 2Al(OH)_3 + 3CaSO_4$

: KAl(SO₄)₂-12H₂O الشب

هو كبريتات البوتاسيوم الألميوم المائية وهو ملح مزدوج، ويحضر بمزج محلول كبريتات الألمنيوم ومحلول كبريتات البوتاسيوم ثم ترك المحلول ليتبخر ماءه فنحصل على بلورات الشب.

الملح المزدوج: هو ملح لأيونين موجبين مختلفين مثل الشب.

 SO_4 وعند إذابة الشب في الماء تتحرر أيونات ${}^+\mathrm{K}$ و ${}^+\mathrm{Al}^{+3}$ و

استعمالات الشب:

١- يستعمل في تعقيم بعض الجروح الخفيفة حيث يساعد على تختر الدم.



٢-في تصفية مياه الشرب.

٣- في تثبيت الأصباغ على الأقمشة الطبيعية.

الكربون وبعض مركباته

الرمز الكيميائي: C العدد الذري: ٢

لساء الألكروب له:

معدد الإلكثرونات	" رقم الغلاقيا
7	1
1	4

بكون الكربون في اغت مركباته رباعي التكافؤ فهو يميل إلى تكوين أربعة أواصر تساهمية لصعوبة اكتسابه أو فقدانه أربعة إلكترونات لإشباع غلافه الخارجي لما تحتاجه هذه العملية إلى طاقة كبيرة حيث تكون له حالة تأكسد ($^{+}$) كما في الكاربيدات $^{+}$

يستطيع الكربون أن يكون أربع أواصر تساهمية من نوع سجما δ في تهجين من نوع SP^3 كما في الميثان پ

کىلك یکون ئلانة أواصر تساهمیة سنفردة من نوع δ في تهجین من نوع ${
m SP}^2$ وآصرة مزدوجة رابعة من نوع π غیر مهجنة، مثل الائیلین ${
m C_2H_4}$

كما يكون أصرتين تساهميتين منفردة من نوع δ في تهجين من نوع SP وآصرتين مزدوجة من نوع π غير مهجنة، كما في الأستيلين $\mathrm{C}_2\mathrm{H}_2$. $\mathrm{C}_2\mathrm{H}_2$ وهوده:

١- يوجد حراً نقياً (كالمنس والكرافيت)، ويوجد حراً غير نقي (كجميع أنواع الفحم).

 ۲- یوجد متحداً بعناصر أخری بشكل مركبات أشهرها الكربونات وغاز CO₂.

والكربون عنصر غير فعال في درجات الحرارة الاعتبادية، تزداد فعاليته بارتفاع درجات الحرارة، وهو لا يذوب في الماء أو في المذيبات العضوية المختلفة لكنه يذوب في بعض المعادن المنصهرة كالحديد المنصهر، وعند تسخين الكربون إلى أكثر من ٣٥٠٠م فإن قسماً منه يتبخر دون أن ينصهر.

صور الكربون:

يوجد الكربون نقياً بصورتين هما:

١ - الماس.

٣ – الكر افيت.

ويختلف الماس والكرافيت عن بعضهما بسبب الاختلاف في التركيب البلوري لكل منهما.

شكل جديد للكربون:

يعتبر الماس والكرافيت من الأسكال التأصلية للكربون، وهما ليسا أشكالاً نقية، وقد اكتشف حديثاً شكلاً جديداً للكربون يتميز بنقاوته الفائقة، ويتكون من جزيئات كربونية عملاقة، ويتكون الجزيء العملاق من 7 ذرة كربون (C_{60}) ، وقد سمي باسم مكتشفه الأمريكي بكمنستر فوليرين، وأطلق الكيميائيون على هذا الجزيء العملاق الجديد أسم كرة باكي لأنه على شكل كرة مفرغة.

وفي عام ١٩٩١م استطاع العلماء الكيمائيون من النقاط صورة لهذا الجزيء بواسطة الأشعة السينية، وقد تبين من تركيب الجزيء البلوري كيفية ترتيب ٦٠ ذرة كربون مع التركيبات الخماسية والسداسية المتجاورة، كما أظهرت الصورة وبمساعدة الحاسوب الشكل الهندسي الكروي الشبيه بالقبة.

وللحصول على كرات باكي تسخن قطعة من البرافين باستخدام لهب بنسن، حيث يتكون سناخ أسود يحتوي على كرات باكي.

وتمتاز جزيئات C₆₀ بمرونة تفوق أي جزيئات أخرى معروفة، وهذا ما جعلها تستخدم وقوداً لمركبات الفضاء والصواريخ، حيث تتمكن هذه الجزيئات من تحمل ضنغوطاً هائلة، فإذا ضغطت باتجاه بعضها البعض فإن ذرات الكربون في الكرات المتجاورة تبدأ بالتتافر فتصبح المادة شديدة الصلابة. وعندما يزداد الضغط بسرعة هائلة وقوة فإن هذه الكرات تتحول إلى ماس.

أما تبريد خليط كرات باكي مع البوتاسيوم أو غيره إلى درجة حرارة منخفضة جداً تصل إلى (-٥٥ أس) فإن هذا الخليط تصبح لديه قدرة فائقة على توصيل التيار الكهربائي، والزالت كرات باكي قيد البحث والدراسة.

الفرق بين الماس والكرافيت:

الكرافية أأناه المالية	lala :
١ - مكون من طبقات شبكية ثنائية الأبعاد	١ - مكون من شبكة تالانية الأبعاد مركبة من
مرتبطة فوق بعضها بقوى ضعيفة وهذه	أهرام منتظمة رباعية الوجوه.
الطبقات الشبكية مكونة من حلقات منتظمة	
سداسية الأضلاع تقع ذرات الكربون فيها	
على رؤوس الحلقة (كل طبقة تحتوي على	
٦ درات كربون) بشكل حلقة سداسية.	
٢-تكون كل درة كريون مرتبطة بثلاث درات	٢-ترتبط كل ثرة كربون بأربعة ثرات
كربون أخرى بواسطة ثلاث أواصر منفردة	كربون أخرى بواسطة أواصر تساهمية
من نوع سكماδ.	منفردة من نوع سكما 8 قوية ومتجهة نحو
	رؤوس هرم رياعي الوجوه مثلث القاعدة.
٣-إن ذرات الكريون استعملت ثلاثة من	٣-إن ذرات الكربون في الماس استعملت
الكتروناتها التكافؤية في تهجين من نوع	الكتروناتها التكافؤية الأربعة في تهجين من
SP2 أما الإلكترون الرابع فيكون أواصر من	نوع SP ³ .
نوع (π) بآي مع نظيره من الذرات الأخرى	
في حالة رنين.	

١- مادة هشة لأنه يتكون من طبقات رقيقة	١- مادة شديدة الصلابة بسبب الترابط
مرتبطة فوق بعضها بقوى ضعيفة لا تمنع	الشديد بين درات الكربون في بلورة الماس.
من انزلاق الطبقات على بعضها.	
٧- دو لون أسود سنجابي.	٧ - حكيم اللون شفاف إذا كان نقياً.
٣- جيد التوصيل الكهربانية.	٣- رديء التوصيل للكهربانية.
 ٤ - له ملمس دهني بسبب الترابط الضعيف 	٤ – ليس له ملمس دهني.
بين طبقات الكربون في بثورة الكرافيت مما	
يسهل تزحلقها بعضها فوق بعض معطية	
الملمس الدهني.	
٥- أقل كثافة من الماس.	 اكثر كثافة من الكرافيت.
٦- ليس له بريق ولمعان	٦- له بريق ولمعان شديدين لأن الضوء
	الساقط عليه يعاتي انعكاسات وانكسارات
	يتسبب عنه البريق واللمعان.
	ويظهر الماس أحياثا بألوان مختلفة بالرغم
	من أنه عديم اللون بسبب احتوانه على
	شوائب من أكاسيد القارات.
٧- درجة اتصهاره ٥٠٠٠م	٧- درجة الصهاره ٣٦٠٠م

أهم استعمالات الماس:

١ - يستعمل الماس النقى في صناعة الطي والمجوهرات.

٢- يستعمل الماس غير النقي في تخديش وقطع المجوهرات الأخرى وذلك
 لأنه مادة شديدة الصلابة.

استعمالات الكرافيت:

 ١- يستعمل في صناعة أقطاب الخلايا الكهربائية (لأنه موصل للتيار الكهربائي).

٢- يستعمل في صنع مواد التشحيم لأن له ملمس دهني ودرجة انصهاره عالية.

٣- يستعمل في صناعة أقلام الكتابة (المسماة خطأ بأقلام الرصاص) لأنه
 مادة هشة تترك بلورات ناعمة سوداء عند سحبها على الورق.

 ٤- يستعمل في صناعة بوادق تستخدم لصهر الفلزات كالذهب لأن درجة انصهاره عالية.

كيف يتكون الماس في الطبيعة؟

يتكون الماس من تبلور الكربون تحت سطح الأرض بتأثير الضغط والحرارة الشديدين.

تفاعلات الكربون:

1- احتراق الكربون في كمية محدودة من الهواء.

$$2C + O_2 \longrightarrow 2CO$$

٣- احتراق الكربون في وفر (كمية كافية) من الهواء.

$$C + O_2 \longrightarrow CO_2$$

"- سلوك الكربون كعامل مختزل (أوكسيد النحاس الأسود مع الكربون) حيث يتغير لون أوكسيد النحاس الأسود إلى اللون الأحمر عند تفاعله مع الكربون لأن الكربون عامل مختزل يختزل أوكسيد النحاس الأسود إلى النحاس الأحمر.

ولذلك يستعمل الكربون في استخلاص بعض الفلزات من أكاسيدها

الكربون مع الكالسيوم في درجة الحرارة العالية.

$$Ca + 2C \longrightarrow CaC_2$$

الكربون المتوهج مع بخار الكبريت

$$C + 2S \longrightarrow CS_2$$

ثنائي كبريتيد الكربون:

الكربون مع حامض الكبريتيك المركز الساخن.

أكاسيد الكربون:

1. غاز أحادي أوكسيد الكربون CO:

وجوده:

أ- يوجد في المناطق التي يحترق فيها الكربون في حيز محدود من الهواء.
 ب-يوجد ضمن النواتج الغازية المتكونة من التقطير الإتلافي لفحم الخشب والفحم الحجري ودخان السكائر.

كما يتكون غاز أحادي أوكسيد الكربون في المواقد غير تامة التهوية لأن قسماً من الفحم يحترق مكوناً غاز دCO2 الذي يمر على الفحم الساخن غير المحترق الذي يقوم باخترال CO2 إلى CO.

تحضير غاز أحادي أوكسيد الكربون مختبريا:

يحضر بتسخين حامض الفورميك مع حامض الكبريتيك ويجمع الغاز بإزاحة الماء إلى الأسفل.

HCOOH $\xrightarrow{\text{H}_2\text{SO}_4}$ \Rightarrow CO + H₂O

 ١- يسلك غاز CO كعامل مختزل لذلك يستعمل في استخلاص المعادن من خاماتها.

۲- یشتعل غاز CO بلهب أزرق باهت مكوناً غاز CO₂.

٣- غاز CO سام جداً لأنه يتحد مع هيمو غلوبين الدم مكوناً مركباً ثابتاً يدعى كاربوكسي هيمو غلوبين الذي يسبب عدم قدرة كريات الدم الحمراء على نقل الأوكسجين لأنسجة الجسم وبذلك نقل نسبة الأوكسجين في الدم مما يؤدي إلى الاختناق والزرقة ثم الوفاة.

٢- غاز ثنائي أوكسيد الكريون CO:

وجوده :

١- يوجد في الهواء الجوي بنسبة قليلة (٠,٠٣ % - ٤٠,٠%).

٢ - يوجد مذاباً في المياه الطبيعية.

٣- يوجد في المناطق البركانية.

٤- يتكون من احتراق الوقود الكربوني كالفحم ومشتقات النفط، ومن عملية
 تنفس الكائنات الحدة.

تحضير غاز ثنائى أوكسيد الكربون مختبريا:

يحضر من تفاعل كربونات الكالسيوم مع حامض الهيدروكلوريك المخفف ويجمع الغاز بإزاحة الهواء إلى الأعلى.

ولا يفضل استخدام حامض الكبريتيك المخفف بدلاً من حامض الهيدروكلوريك المختبر بسبب تكون كريتات الكالسيوم غير الذائبة التي تحيط بكربونات الكالسيوم وتعزله عن الحامض فيتوقف التفاعل.

تحضير غاز CO2 صناعياً:

١- بحرق الفحم الحجري أو فحم الكوك في كمية مناسبة من الأوكسجين.

$$C + O_2 \longrightarrow CO_2$$

٣ - من تحلل كربونات الكالسيوم بتسخينه تسخيناً شديداً في أفران خاصة.

$$CaO + CO_2 \xrightarrow{\Delta} CaCO_3$$

خصائصه:

١- يتجمع غاز ثنائي أوكسيد الكربون في الأماكن المنخفضة من الأرض
 كالآبار والحفر العميقة لأنه أتقل من الهواء.

٢- غاز CO₂ غير سام ولكن الحياة لا تدوم فيه لعدم قابليته على أكسدة
 المواد الغذائية في جسم الكائن الحي.

 ٣- عند تخفيف الضغط فجأة عن سائل CO₂ يتجمد الأنه يتبخر بسرعة شديدة فيؤدي إلى تجمده.

3- غاز CO₂ معتدل الذوبان في الماء ومحلوله المائي حامضي يعرف بـــ (حامض الكربونيك).

$$CO_2 + H_2O \longrightarrow H_2CO_3$$
 (قلق)
$$H_2CO_3 \longrightarrow CO_2 + H_2O$$

الكشف عن غاز ثنائي أوكسيد الكربون:

يتم الكشف عن غاز نثائي أوكسيد الكربون بإمراره في محلول هيدروكسيد الكالسيوم لفترة قصيرة فنلاحظ تعكر المحلول وتكون راسب أبيض من كربونات الكالسيوم.

ونلاحظ اختفاء هذا التعكر ويختفي عند استمرار إمرار الغاز، لأن الزيادة من غاز CO₂ تتفاعل مع الماء مكوناً حامض الكربونيك والذي يتفاعل بدوره مع كربونات الكالسيوم غير الذائبة ويحولها إلى كربونات الكالسيوم الهيدروجينية الذائبة في الماء، لذلك يختفي التعكر.

$$CO_2 + H_2O \longrightarrow H_2CO_3$$
 $CaCO_3 + H_2CO_3 \longrightarrow Ca(HCO_3)_2$
ذائبة

وعند تسخين المحلول الأخير يتعكر ثانية بسبب تفكك كربونات الكالسيوم

الهيدروجينية بالحرارة إلى كربونات الكالسيوم بشكل راسب أبيض بسبب التعكر.

$$Ca(HCO_3)_2 \longrightarrow CaCO_3V + CO_2 + H_2O$$

استعمالات غاز ثنائي أوكسيد الكربون:

 ١- يستعمل في إطفاء الحرائق الأنه أنقل من الهواء والا يشتعل والا يساعد على االاشتعال.

٢- يستعمل في صناعة المشروبات الغازية.

 ٣- يستعمل في تحضير كربونات الصوديوم الهيدروجينية وكربونات الصوديوم.

٤- يستعمل في صناعة الثلج الجاف.

الثلج الجاف:

هو تُدائى أوكسيد الكربون الصلب، يستعمل لأغراض التبريد حيث أن تبريده أكثر من الثلج الاعتيادي ولا يخلف ماء لأنه يتسامى.

مركبات الكربون اللاعضوية:

۱- كربونات الكالسيوم «CaCO:

وجودها في الطبيعة:

أ- توجد بشكل حجر الكلس أو الرخام (المرمر).

ب- توجد في قواقع وقشور الحيوانات البحرية.

خصائصها:

كربونات الكالسيوم قليلة الذوبان في الماء النقي ولكن تزداد قابلية ذوبانها في الماء الحاوي على غاز ثنائي أوكسيد الكربون لأن غاز CO₂ يتفاعل مع الماء مكوناً حامض الكربونيك والذي يتفاعل بدوره مع كربونات الكالسيوم غير الذائبة ويحولها إلى كربونات الكالسيوم الهيدروجينية الذائبة.

وبالتسخين الشديد لكربونات الكالسيوم إلى ٥٥، م نحصل على أوكسيد الكالسيوم حسب المعادلة التالية:

استعمالات أوكسيد الكالسيوم:

١-- في البناء.

٢- في صناعة المسحوق القاصر.

٣-في تحضير كاربيد الكالسيوم.

٤ - لأغراض التجفيف (لميله الشديد للاتحاد بالماء).

ملاحظة:

يتفاعل أوكسيد الكالسيوم بشدة مع الماء ويبعث حرارة وينتج عن التفاعل هيدروكسيد الكالسيوم.

الرمز الكيميائي: Si

العدد الذري: ١٤

البناء الإلكتروني له:

٣	1
٨	۲
£	٣

السليكون رباعي التكافؤ ومعظم مركباته تساهمية لأن له أربعة إلكترونات في الغلاف الأخير فهو بميل للمشاركة بها وتكوين أواصر تساهمية.

وچوده:

لا يوجد السليكون حراً في الطبيعة بل يوجد متحداً بعناصر أخرى بشكل مركبات أهمها ثنائي أوكسيد السليكون SiO₂ (السليكا)، وتكون السليكا على نوعين:

- السليكا النقية (مثل الكوارئز وحجر الصوان).
 - السليكا غير النقية (مثل الرمل).

كما يوجد السليكون أيضاً في تركيب الكثير من الأحجار الكريمة مثل (الشذر والعقيق والياقوت).

خصائصه:

١-السليكون عنصر غير فعال تجاه الحوامض وفي درجات الحرارة الاعتبادية إلا أنه يتفاعل مع القواعد محرراً غاز الهيدروجين، وهو شبه موصل للتيار الكهربائي.

طريقة استخلاص السليكون:

يستخلص السليكون بتسخين خليط الرمل مع الكربون أو المغنيسيوم في أفران كهربائية شديدة الحرارة فيختزل ثنائي أوكسيد السليكون إلى السليكون.

استعمال السليكون:

- ١- يستعمل في صناعة الأجهزة والحاسبات الإلكترونية: لأنه شبه موصل للتيار الكهربائي.
- ٢- يستعمل السليكا في قطع الزجاج وتخديش الحديد الصلب: الأنها مواد شديدة الصلادة.
- ٣- يستعمل الرمل الأبيض في صناعة الزجاج: لأن نسبة الشوائب فيه قليلة
 ويشبه مسحوق الزجاج في مظهره الخارجي.

مركبات السليكون:

السليكات:

هي أملاح تحتوي في تركيبها على السليكون مثل سليكات الكالسيوم CaSio₃ وسليكات الصوديوم Na₂Sio₃.

تحضير السليكات:

تحضر السليكات من تفاعل أوكسيد أو كربونات الفلز مع السليكا بالتسخين الشديد.

$$CaO + SiO_2 \longrightarrow CaSiO_3$$

 $Na_2CO_3 + SiO_2 \longrightarrow Na_2SiO_3 + CO_2$

وتسلك السليكا كأوكسيد حامضي لأنها تستطيع التفاعل مع المحاليل القلوية مثل محلول NaOH مكونة ملح السليكات وماء.

$$2NaOH + SiO_2$$
 \longrightarrow $Na_2SiO_3 + H_2O$

ماء الزجاج:

هو المحلول المركز لسليكات الصوديوم Na₂SiO₃ أو سليكات البوتاسيوم K₂SiO₃ في الماء.

استعمالاته:

- ١- يستعمل في تحضير الأصباغ المقاومة للاحتراق التي تستخدم في تلوين
 بعض الأخشاب والأقمشة والورق.
 - ٧- يستعمل كمادة الصقة رخيصة.
 - ٣- في البناء بخلطة مع الإسمنت لتقوية الإسمنت.
 - ٤- في تحضير الاسمنت المقاوم للحوامض.

صناعة الزجاج:

المواد الأساسية هي:

١-الرمل النقى (السليكا).

٣-حجر الكلس (كربونات الكالسيوم).

المواد الإضافية هي:

١ - الزجاج المكسر.

٧-كبريتات الصوديوم.

٣- أوكسيد الألمنيوم.

٤-مواد أخرى تضاف حسب نوعية الزجاج المطلوب.

تحضير عجينة الزجاج:

تخلط المواد الأساسية والمواد الإضافية بنسب معينة ثم يسخن الخليط في فرن إلى درجة (١٣٠٠ ١٤٥٠ أم) فينصبهر الخليط إلى عجينة سهلة التكييف والتشكيل.

أنواع الزجاج:

- ١- زجاج الصودا كلس: يستعمل في صناعة ألواح زجاج الشبابيك
 والقناني والعلب وغيرها.
- ٢- زجاج الرصاص: يستعمل في صناعة الأدوات الزجاجية الثمينة مثل
 العدسات والثريات والمواشير والكريستال وغيرها.
- ٣- زجاج البايركس: يستعمل في صناعة الأدوات الزجاجية المختبرية
 وبعض أدوات الطبخ.
- ٤- الألياف الزجاجية: يستعمل في إنتاج أقمشة الملابس غير القابلة للاحتراق
 وكعازل حراري وفي نقل المكالمات الهاتفية والبرامج التلفزيونية.

بعض الصناعات الكيميائية

صناعة السكر:

المادة الأولية: قصب السكر أو البنجر السكري. الصيغة الكيميانية للسكر الاعتيادي C₁₂H₂₂O₁₁

الخطوات المتبعة لتصنيع السكر:

- ١- الحصول على محلول السكر (العصير): وذلك بفسل المواد الأولية بتيار سريع من الماء لتخليصها من الأتربة ثم تقطيعها إلى قطع صغيرة وخلطها بكمية كافية من الماء لاستخلاص السكر منها.
- ٧- الحصول على محلول سكري رائق ملون: وذلك بمعاملة محلول السكر (العصير) مع زيادة من أوكسيد الكالسيوم CaO لتخليصها من المواد الزائدة غير المرغوب فيها، والزائد من أوكسيد الكالسيوم يتفاعل مع الماء مكوناً هيدروكسيد الكالسيوم الذي نتخلص منه بإمرار غاز CO2 في محلول السكر فيتفاعل مع هيدروكسيد الكالسيوم مكوناً كربونات الكالسيوم غير الذائبة التي يتم التخلص منها بالترشيح.
- ٣- الحصول على محلول سكري رائق عديم اللون: وذلك بقصر لون محلول السكر بالفحم الحيواني.
- 3- الحصول على سائل ثخين (القطر): وذلك بتسخين محاول السكر في درجة حرارة واطئة نسبياً وتحت ضغط مخلخل إلى درجة (٦٠ ٥٦م) (لمنع تحلل السكر) ليتبخر الماء ويزداد تركيز المحلول، والحصول على سائل ثخين (القطر).
- · ٥- المحصول على بلورات السكر الخام: وذلك بوضع القطر في أسطوانات

سريعة الدوران.

السكر الخام: هو سكر ذو لون أصفر بسبب احتواءه على بعض الشوائب.

٦- الحصول على بلورات السكر النقية: وذلك بتخليص السكر الخام من الشوائب ثم وضع محلوله المركز في أسطوانات سريعة الدوران وتسخينها بالهواء الحار، تجفق بلورات السكر النقية الناتجة وتعبأ في أكياس.

صناعة الفخار:

المادة الأولية: التراب.

التراب:

هو سليكات الألمنيوم المائية مع العديد من الشوائب منها الرمل وأكاسيد المعادن (أغلبها أكاسيد الحديد) التي تعطي اللون المميز للتراب.

تكوينه:

يتكون التراب بتأثير الماء وغاز ثنائي أوكسيد الكربون في الغرانيت (حجر الصوان).

الغراتيت + ماء + CO₂ ----⇒ تراب + سليكا + كربونات البوتاسيوم (سليكات الألمنيوم البوتاسيوم) (سليكات الألمنيوم الماثية) (رمل)

تصنيع الفخار:

يتم تصنيع الفخار بخلط التراب مع الماء للحصول على عجينة الطين التي تصنع منها الأدوات المطلوبة وتترك لتجف، ثم توضع وهي جافة في أفران خاصة وتسخن فتتصهر الشوائب وأكاسيد المعادن فيها والتي تعمل على ربط دقائق الطين مع بعضها فيتكون الفخار.

صناعة الورق:

المادة الأولية: الألياف السليلوزية.

 $(C_6H_{10}O_5)_x$ الصيغة الكيميائية المسيليلوز:

ترتبط الألياف السليلوزية في النبات بواسطة مادة صمغية تدعى (اللكنين).

مراحل تصنيع الورق:

- ١- تقطيع المواد الأولية إلى قطع صغيرة ثم تخليصها من الأتربة والشوائب
 العالقة بها.
- ٧- تطبخ مع هيدروكسيد الصوديوم وكبريتيد الصوديوم في قدر كبير دوار يدعى (الهاضمة) ويتم الطبخ تحت ضغط وحرارة عاليين نسبياً فتنتج عجينة سمراء اللون مع سائل ثخين يميل إلى السواد.
- ٣- تفصل العجينة عن السائل المائل السواد وتغسل بالماء الحار ثم يقصر لونها بالكلور أولاً ثم بالمسحوق القاصر الإتمام عملية القصر.
- ٤- تسحب العجينة بمكانن خاصة وتحول إلى صفاتح الورق ويضاف إليها بعض
 المواد التزيد من جودتها ووزنها ثم تجفف وتكوى وتقطع حسب الطلب.

صناعة الحرير الصناعي (الرايون):

المادة الأولية: الألياف السليلوزية.

الطريقة اللزجة لصناعة الحرير الصناعي (الرايون):

تعامل الألياف السليلوزية بمحلول هيدروكسيد الصوديوم ثم بسائل ثنائي كبريتيد الكربون فيتحول السليلوز إلى مادة قابلة للذوبان لزجة تدعى (الفنزكوس) تكبس من خلال تقوب دقيقة في صفائح معدنية وتستقبل الشعيرات الناتجة في حمام حامض الكبريتيك ثم تبرم إلى خيوط الرايون.

صناعة الصابون:

المادة الأولية: الزيوت النباتية أو الشحوم الحيوانية.

مراحل تصنيع الصابون:

 ١- الصوبنة: هو تفاعل الزيوت النباتية أو الشحوم الحيوانية مع محلول هيدروكسيد الصوديوم للحصول على محلول الصابون.

زيت أو شحم + هيدروكسيد الصوديوم → صابون + كلسرين

- ٧- التمليح: هو عملية إضافة محاول مشبع من ملح الطعام إلى محاول الصابون وذلك لفصل الصابون عن محاوله حيث يطفو الصابون إلى الأعلى لأنه لا يذوب في الماء المالح.
- ٣- يفصل الصابون ويضاف إليه بعض الألوان والعطور حسب الرغبة ثم يجفف إلى درجة حرارة معينة ويكبس على شكل قضبان تقطع إلى قطع الصابون المرغوبة.

ملاحظة:

هناك نوع من الصابون لا بتأثر بالماء العسر ولا بالحموضة تنتج من كحولات مستحصلة من النفط الخام، وذلك بمعاملة هذه الكحولات مع حامض الكبريتيك المركز ثم مع هيدروكسيد الصوديوم.

أسئلة:

س ١: كيف يعمل النيتروجين على حفظ الحياة؟

س ٢: ما سبب تكون نافورة الأمونيا؟

س ٣:علل:

١- يستعمل حامض النتريك لفصل الذهب عن الفضة ؟

٢- يستعمل حامض النتريك في فحص جودة الذهب؟

٣- تسود ورقة الترشيح المبللة بمحلول خلات الرصاص عند إمرار غاز
 كبريتيد الهيدروجين عليها؟

٤- يسود السكر عندما يضاف إليه حامض الكبريتيك المركز؟

٥- تألق الفسفور في الظلام؟

٦- انبعاث رائحة الثوم من الفسفور الأبيض رغم كونه عديم الرائحة؟

٧- حفظ الفسفور الأبيض داخل الماء؟

٨- عدم مسك الفسفور الأبيض باليد ؟

٩- الفسفور الأبيض سام بينما الفسفور الأحمر غير سام؟

١٠ - عدم استعمال فوسفات الكالسيوم مباشرة كسماد فوسفاتي؟

١١ - يجب تحويل فوسفات الكالسيوم إلى السوير فوسفات لغرض استخدامه
 كسماد؟

١٢ - عدم اتقاد عود الثقاب ثانية بعد انطفائه؟

١٣ ~ الماس مادة شديدة الصلابة؟

\$ 1 - الماس بريق ولمعان شديدين؟

- ه ١ يظهر الماس أحياناً بألوان مختلفة بالرغم من أنه عديم اللون؟
 - ١٦ للكر افيت ملمس دهني ناعم؟
- ١٧ استعمال الكربون في استخلاص بعض الفلزات من أكاسيدها؟
- ١٨- يتغير لون أوكسيد النحاس الأسود إلى اللون الأحمر عند تفاعله مع
 الكريون؟
 - ٩١ معاملة محلول السكر مع زيادة من أوكسيد الكالسيوم ؟
 - ، ٧ معاملة محلول السكر بالفحم الحيواني؟
- ٢١ يفضل تبخير محلول السكر في درجة حرارة واطئة نسبياً وتحت ضغط مخلخل؟
 - س ؛: اكتب معادلات كيميائية موزونة تعبر عن التفاعلات الآتية:
 - ١ بخار الكبريت مع النحاس
 - ٣ الكبريت مع الأوكسجين
 - ٣- بخار الكبريت مع الكربون المتوهج
 - ٤- الكبريت مع حامض الكبريتيك المركز الساخن
 - ٥- الكبريت مع حامض النتريك المركز الساخن
 - س٥: اكتب معادلات:
 - ١- احتراق غاز كبريتيد الهيدروجين في كمية محدودة من الهواء.
 - ٧- احتراق غاز كبريتيد الهيدروجين في كمية كافية من الهواء.
 - س ٦: أكمل الفراغات:
- ١- يحضر سماد السوبر فوسفات الثلاثي بمعاملة فوسفات الكالسيوم مع
 حامض الفسفوريك.

٢- يتفاعل الألمنيوم مع كل من حامض الهيدروكلوريك وحامض الكبريتيك
 المخففين مكوناً أملاح الألمنيوم ومحرراً غاز الهيدروجين.

٣- يتفاعل الألمنيوم مع كل من الحوامض والقواعد مكوناً أملاح الألمنيوم
 ومحرراً غاز الهيدروجين ويدعى هذا السلوك بالسلوك الأمفونيري.

س٧: هل يتأثر الحديد بالمواد الآتية وكيف؟

١- الهواء الجاف في درجات الحرارة الاعتبادية (لا بتأثر).

٢- الماء الخالي من الهواء (لا يتأثر).

٣- الهواء الرطب (يتأثر حيث يصدأ الحديد عند تعرضه للهواء الرطب).

س ٨: ما فائدة كل من:

١ -- فحم الكوك.

٧- حجر الكلس المستخدمين في الفرن النفاخ لاستخلاص الحديد.

س ٩: ما المقصود بالخبث ؟ وما أهميته؟

س ۱۰: ما هي العوامل التي تسبب صدأ الحديد ؟ وكيف يمكن الوقاية من الصدا؟

س ١١: ما هو الصابون ؟ وكيف نحصل عليه ؟

س ٢٠: كيف يمكن الحصول على منظفات لا نتأثر بالماء العسر ؟

أجوبة:

ج ١: يقلل من حدة فعالية غاز الأوكسجين سواء في عملية التنفس أو في عمليات الاحتراق.

ج٢: أن تكون النافورة ناتج عن ذوبان غاز الأمونيا في الماء وتخلخل الضغط
 داخل الدورق مما يسبب اندفاع الماء إلى الأعلى بشكل نافورة.

ج٣:

١- إن الفضة تذوب في الحامض ولا يذوب الذهب.

٣- أنه يذيب الشوائب عدا الذهب.

٣- سبب تكون راسب أسود من كبريتيد الرصاص كما في المعادلة
 التالبة.

- أن الحامض ينتزع عنصري الهيدروجين والأوكسجين من تركيب السكر
 بصورة ماء مخلفاً الكربون الأسود.
- ه- لأنه يتأكسد في درجات الحرارة الاعتيادية وأن التألق يصاحب عملية تأكسده.
- آ- الأنه يتأكسد في درجات الحرارة الاعتيادية محرراً غاز الأوزون الذي له
 رائحة الثوم.
 - ٧- اأن درجة اتقاده واطئة يشتعل عند تعرضه اللهواء.
 - ٨- لأن درجة اتقاده واطئة وحرارة اليد تكفي لإشعاله فيسبب حرق اليد.
- ٩- لأن الفسفور الأبيض يذوب في العصارات الهضمية بينما الفسفور
 الأحمر لا يذوب في العصارات الهضمية.

- ١٠ لأنه ملح قليل الذوبان جداً في الماء.
- ١١ لأن فوسفات الكالسيوم ملح قليل الذوبان جداً في الماء بينما السوبر فوسفات قابل للذوبان في الماء.
 - ١٢- لأنه معامل بمحلول فوسفات الأمونيوم.
 - ١٣- بسبب الترابط الشديد بين ذرات الكربون في بلورة الماس.
- ١٤ لأن الضوء الساقط عليه يعاني انعكاسات وانكسارات يتسبب عنه البريق و اللمعان.
 - ١٥- بسبب احتوائه على شوائب من أكاسيد الفلزات.
- ١٦- بسبب الترابط الضعيف بين طبقات الكربون في بلورة الكرافيت مما
 يسهل تزحلقها بعضها فوق بعض معطية الملمس الدهني.
 - ١٧- لأنه يسلك كعامل مختزل.
- ١٨- لأن الكربون عامل مختزل يختزل أوكسيد النحاس الأسود إلى النحاس
 الأحمر.
 - ١٩ لتخليصه من المواد الزائدة غير المرغوبة فيها.
 - ٢٠ لقصر لون المحلول.
 - ٢١ لمنع تحلل السكر.

: ٤ =

١ - بخار الكبريت مع النحاس

Cu + S ---> CuS

٣- الكبريت مع الأوكسجين

 $S + O_2 \longrightarrow SO_2$

$$C + 2S \longrightarrow CS_2$$

٤- الكبريت مع حامض الكبريتيك المركز الساخن

$$S + 2H_2SO_4 \longrightarrow 3SO_2 + 2H_2O$$

٥- الكبريت مع حامض النتريك المركز الساخن

$$S + 6HNO_3 \longrightarrow H_2SO_4 + 6NO_2 + 2H_2O$$

جه:

١- احتراق غاز كبريتيد الهيدروجين في كمية محدودة من الهواء.

$$2H_2S + O_2 \longrightarrow 2H_2O + 2S$$

٣- احتراق غاز كبريتيد الهيدروجين في كمية كافية من الهواء.

$$2H_2S + 3O_2 \longrightarrow 2SO_2 + 2H_2O$$

:٨ج

 ١- فحم الكوك: فاندته لتسخين الفرن ولتوليد غاز أوكسيد الكربون الذي يقوم باخترال خام الحديد.

٢ - حجر الكلس: فائدته لتخليص خام الحديد من الشوائب وخاصة الرمل.

ج٩:

الخبث: هو سليكات الكالسيوم التي تتكون في الفرن النفاخ نتيجة تفاعل أوكسيد الكالسيوم (الناتج من تحلل حجر الكلس) مع الرمل ، ويستفاد من الخبث في صناعة الإسمنت أو الكونكريت أو لرصف الطرق.

:1 . 7

١ – الهواء

٧- الرطوبة

وللوقاية من الصدأ يطلى الحديد بمواد عازلة أهمها: (الأصباغ والخارصين والقصدير).

ج١١: الصابون:

هو ملح الصوديوم أو البوتاسيوم للحامض الشحمي، نحصل عليه من تسخين الدهون مع محلول مائي مركز لهيدروكسيد الصوديوم فتعاني آصرة الاستر في الدهون انقساماً ونحصل على الكليسرين وملح الصوديوم للحامض الشحمي وهو (الصابون).

:145

من تفاعل حامض الكبريتيك مع مواد هيدروكربونية مستخدمة في تحضير مساحيق الغسيل حيث يتكون الماء وحامض السلفونيك والذي عند معادلته مع بعض القواعد المناسبة لإنتاج أملاح السلفونات التي لمحلولها المائي رغوة شبيهة برغوة الصابون وتمتاز بعدم التأثر بالماء العسر.

التلوث:

تلوث البيئة: هو أي تغير غير مستحسن في الظواهر الفيزيائية والكيميائية والبيولوجية للهواء والماء والتربة، قد يلحق أضراراً أو يؤثر بصورة مؤذية في الكاننات الحية.

أنواع الملوثات :

١ - ملوثات الهواء: وأهمها:

- ثنائي أوكسيد الكبريت،
- أكاسيد النتروجين والأوزون.

- العوالق الصلبة كالأتربة التي تحملها الرياح والناتجة من عوامل التعرية على التربة (وهي أيضاً من الملوثات التي تنفثها السيارات في الشوارع، مثل الكربون الذي ينتج عن عدم حصول احتراق كامل للوقود).
 - أكاسيد الكربون (مثل غاز أحادي أوكسيد الكربون السام).

٢ – ملوثات الماء: أهمها:

- المنظفات.
- المواد العضوية.
- المواد الكيميائية.

٣- ملوثات التربة:أهمها:

- زیادة نسبة الأملاح.
- فقدان التربة خصوبتها.
 - زيادة نسبة التصحر.

إن مصادر غاز ثنائي أوكسيد الكبريت في الهواء الملوث هي:

١ - مصدر طبيعي من انفجار البراكين.

٧-مصدر غير طبيعي ناتج من الفضلات الصناعية كاحتراق الوقود في مكائن الاحتراق الداخلي أو احتراق النفط الأسود والفحم الحجري واحتراق الأخشاب واستخلاص الفلزات من خاماتها الكبريتيدية.

ويؤثر هذا الغاز في صحة الإنسان حيث يسبب:

- حرقة واحتقان العينين.
- التهابات القصبات الهوائية بالإضافة إلى مشاكل صحية أخرى.
 إن خطورة زيادة نسبة غاز ثنائي أوكسيد الكبريت تكمن في اتحاده مع

بخار الماء في الجو مكوناً ضباباً من حامض الكبريتوز.

$$SO_2 + H_2O \longrightarrow H_2SO_3$$

واتحاده مع أوكسجين الهواء مكوناً ثلاثي أوكسيد الكبريت.

$$2SO_2 + O_2 \longrightarrow 2SO_3$$

الذي يتحد بدوره مع بخار الماء مكوناً حامض الكبريتيك.

$$SO_3 + H_2O \longrightarrow H_2SO_4$$

ويسبب هذا الحامض:

١- إتلاف النباتات.

٣ - تآكل الهياكل الفازية والأنابيب وتلفها بسرعة.

٣- تآكل الآثار والتماثيل الحجرية القديمة.

٤- كما يتفاعل هذا الحامض مع الهياكل الرخامية المصنوعة من المرمر
 الذي هو حجر الكلس (كربونات الكالسيوم المتبلورة).

$$CaCO_3 + H_2SO_4 \longrightarrow CaSO_4 + CO_2 + H_2O$$

الأمطار الحامضية:

وهي محاليل حامضية ناتجة عن ذوبان أكاسيد الكبريت وأكاسيد الكربون وأكاسيد النتروجين في مياه الأمطار.

الضباب الدخاتي:

هو خليط من الغازات السامة والمؤكسدة ناتج من حصول تفاعلات جانبية لأكاسيد النتروجين والأوزون مع المركبات الهيدروكربونية المتصاعدة من فضلات وقود السيارات والمكائن الصناعية الأخرى.

تلوث التربة:

هو الزيادة في نسبة الأملاح وفقدان التربة خصوبتها نتيجة سوء استعمال الروافد والأنهار والقنوات المائية وإهمالها مما أدى إلى اندثارها بالإضافة إلى استعمال التربة بصورة مستمرة وإروائها بواسطة السقى المستمر دون عمليات بزل مرافقة.

وتعتبر الفوسفات من المواد المغذية للنباتات حيث تضاف إلى التربة كسماد للمزروعات ولكن هذه المادة بدأت تلحق أضراراً كبيرة على الكتل المائية وذلك بسبب:

- ١- كون الفوسفات مادة مغذية للنباتات فهي تعمل على زيادة الطحالب
 والأشنات مما يؤدي إلى زيادة CO₂ وتحرر O₂.
- Y في حالة الخلل في التوازن الغذائي فهذا يعني زيادة استهلاك الأوكسجين المذاب في الماء من قبل البكتريا الهوائية في عملية النفسخ مما يؤدي إلى حصول خلل ونقص في O_2 المذاب مما يؤدي إلى اختتاق أو موت الحيوانات.
- ٣- وباستمرار عملية التفسخ يستهلك O₂ كلياً من قبل البكتريا الهوائية وينتهي عملها لتحل محلها البكتريا اللاهوائية في تكملة عملية التفسخ للمركبات البايولوجية بدون O₂ مذاب وينتج عن ذلك غازات ذات روائح كربهة مثل NH₃, H₂S.

كما أدى استعمال المبيدات إلى إبادة الكثير من حشرات الأفات الزراعية المختلفة والتي كانت تسبب الكثير من الكوارث الزراعية والمجاعة، ولكن استعمالها بشكل كبير أدى إلى ظهور سلبيات جانبية ذات مردود خطر على حياة الإنسان، لأن هذه المبيدات لا تغرق بين حشرة ضارة وحشرة نافعة، وبعض هذه

الحشرات اكتسب مناعة ضد هذه المبيدات.

وفي الفترة الأخيرة منع استعمال الكلوريدين وال د.د.ت. في مكافحة الحشرات الضارة لكونها مواد خطرة فهي مركبات كيميائية مستقرة وتبقى محافظة على تركيبها لمدة طويلة دون أن تتجزأ.

أما أحدث طريقة استخدمت للقضاء على الحشرات الضارة فهي تحضير مواد كيميائية موجودة في الطبيعة تفرزها الحشرات لغرض جنب الجنس الآخر لإتمام التزاوج، وتسمى هذه المواد الفيرمونات، حيث يتم جنب الحشرات بوضع الفيرمونات في مكان معين لإبادتها.



الكيمياء الحياتية

الكيمياء الحياتية: هو علم يدرس التفاعلات الكيميائية داخل أنسجة الكائن الحي من خلال دراسة التركيب الكيميائي الخلية الحية (البروتوبلازم) والتفاعلات التي تطرأ في داخلها.

التركيب الكيميائي للبروتوبلازم: يتكون البروتوبلازم من المواد العضوية والمواد غير العضوية.

وتدرس الكيمياء الحياتية بشكل رئيسي المواد العضوية ومنها:

۱ - الكربوهيدرات (السكريات).

٣ – البروتينات.

٣- الدهنيات.

التركيب الكيميائي للكائنات الحية:

يعرف تدرج الكائنات الحية في تركيبها بمبدأ التسلسل التركيبي الكائنات الحية أو التعضي كالتالي: الحية أو التعضي كالتالي: الحية - Cells - خلايا - Tissues - خلايا Organs - خلايا Atoms - خرئيات Molecules - ذرئيات Atoms - ذرات

وبعض الكائنات لا تتعدى في تعضيها مستوى الخلية مثل البكتيريا والطحالب الخضراء المزرقة وبعض الفطريات، والبعض الآخر لا يتعدى مستوى العضو.

أ- درات العناصر التي تدخل في تركيب الكانن الحي:

الذرة كما نعلم هي أصغر وحدة تدخل في تركيب أي عنصر كيميائي، وأن كل عنصر كيميائي يتكون من ذرات متشابهة، وذرات العناصر هي أبسط مكونات الكائن الحي.

فهناك ستة من العناصر توجد دائماً في أي كائن حي سواء كان بكتيريا أو إنساناً وهي:

١- العناصر الضرورية:

	- 700	,
الأمنية الصويلة المالية	السنية ويتوفه في يتسم	الْعَثَاطِينَ الضرورية
	الإنسان	
العنصر الاساسي في تركيب جميع	% \ A	الكربون (C)
الجزينات العضوية حيست يمثل العمود		
الفقري لها.		
ضروري للتنفس الخلوي ومكون أساسي	%50	الأوكسجين (٥)
قسي تركيب الماء ومعظم الجزينات		
العضوية.		
مكسون أساسسي في تركيب الماء ومعظم	%1.	الهيدروجين (H)
الجزيئات العضوية.		
يدخسل فسي تركيسب جميع البروتيثات. و	%+	النيتروجين (N)
الاحماض النووية.		
من مكونات الأحماض النووية، وعنصر	%1	الفوسفور (P)
تركيبي في العظام، وهام في تحويل		
الطاقة.		
يدخل في تركيب معظم البروتينات.	%	الكبريت (S)
200, 1 22 0 4 2		()

وهناك عناصر تختلف في وجودها من كائن إلى آخر وهي:

٢- العناصر المتفاوتة الوجود:

الأشية الميوية	السبة ويقوده قبي جسم	التامر ليقالة "
أيون موجب رئيسي يوجد داخل الخلايا	% . , 1	البوتاسيوم (K)
حيث له دور هام في الوظائف العصبية، وانقباض العضلات.		
عنصر تركيبي في العظام والأسنان، وفي جدر الشلايا النباتية، كما أن له دور هام	%1,0	الكالسيوم (Ca)
في توصيل التيارات العصبية، وتجلط		
الشم.	L	

أيون موجب رئيسي له دور هام في حفظ توازن المواتل داخل وخارج الخلية، وعنصر أساسي في توصول التارات العصبية.	%·, Y	الصوديوم (Na)
عنصر ضروري في الدم وأتسجة الجسم، ومكون هام في العديد من الانظمة الإنزيمية، وفي الكلوروفيل.	% - , 1	المغتسبوم (Mg)
أيون سالب رئيسي له دور هام في حفظ توازن السوائل داخل وخارج الخلية.	% - , 1	الكلور (Cl)
يدخل في تكوين الهيموغلوبين والميوغلوبين، وفي عدد معين الإنزيمات.	بنسب قليلة	الحديد (Fe)

وهناك عناصر ضئيلة جداً، ويوجد إحداها أو بعضها في كاننات معينة دون غيرها وهي:

٣- الآثار القازية:

الأهنية الخوية	- TO BE -
يدخل في تركيب هرمونات الغدة التخامية.	ألابودين
يدخل في تركيب العظام والأسنان، ويساعد على مقاومة	القلورين
الترسبات الجيرية على الأسنان.	
عنصر محفر للعديد من الإنزيمات.	الزنك
يعمل على تنشيط إنزيمات معينة.	المنغتيز
تتطلب وجوده بعض الإنزيمات في كريات الدم الحمراء.	السليكون
مرافق إنزيمي لبعض الإنزيمات.	التحاس
	وعناصر أخرى.

ب: جزئيات المركبات التي تدخل في تركيب الكائن الحي- وتنقسم الى قسمين:

راي المراجع المنافعة المناولة المراجع	المالية عن عيدية المالية
الكريو هيدرت (السكريات)	الماء
الدهون (اللبيدات)	الأملاح
البروتينات	الأيونات
الأحماض النووية	

أولاً- الجزئيات غير العضوية:

١ - الماء :

هو مركب أساسي يدخل في مكونات الكائن الحي. والجدول الآتي يبين متوسط النسب المئوية للجزئيات المختلفة التي تدخل في تركيب الكائنات الحية:

النسبة المتولية	19 1 100 mg 1 1 2 2 2 1 1 1 1 1 1 1 1 1 1 1 1 1 1
%∧.	الماع
%10	البروتينات
%٣	الدهون
%1	الكريو هيدرات الأحماض التووية
	الأيونات مواد أخرى
%1	الأملاح غير العضوية

أهمية الماء:

للماء صفات تؤدي وظائف عديدة يتوقف عليها جريان الحياة، وفيما يلي أهم هذه الصفات:

أ- السعة الحرارية:

هي مقدرة الماء على امتصاص كميات كبيرة من الحرارة تقوق أي سائل آخر ما عدا الأمونيا، أي أن اغرام من الماء يعطي ١٠٠٠ سعرة حرارية عند تسخينه حتى درجة ٣٧ °م، وهذه الصفة تساعد الكائن الحي على منع التغيرات الشديدة في درجة حرارته.

فالسعة الحرارية العالية للماء تعمل على امتصاص الحرارة المتصاعدة من التفاعلات الكيميائية الحاصلة في الجسم، كما تساعد على احتفاظ الكائن الحي بدرجة حرارة منتظمة عند المستوى المعتاد، وتجعله قادرا على نقل الحرارة من مكان لآخر.

ب- الحرارة الكامنة للتبخر:

هي كمية الحرارة اللازمة لتحويل المادة من الحالة السائلة إلى الحالة الغازية، والحرارة الكامنة للماء تفوق في مقدارها ما يلزم أي سائل آخر للتحول من الحالة السائلة إلى الحالة الغازية.

ويتم امتصاص بعض الحرارة الناتجة من التفاعلات الكيميائية بواسطة الماء بقدر ما يناسب سعته الحرارية، ويؤدي تبخير الماء من الكائن الحي على هيئة عرق كما يحدث في الثديبات والطيور إلى خفض درجة حرارة الجسم، وبذلك فإن السعة الحرارية والحرارة الكامنة تجعلاه منظماً لحرارة الكائن الحي.

هي ظاهرة انكماش مساحة السطح الخارجي للسائل إلى أقصى حد مكن من الصغر كنتيجة لانجذاب والتصاق جزيئات السائل إلى بعضها البعض.

ويفوق مقدار التوتر السطحي للماء مقدار التوتر السطحي لأي ساتل آخر، وهذه الخاصية توفر للخلية جواً ملائماً لحصول كثير من التفاعلات الكيميائية التي تجرى عند سطحها.

د- التمدد الحرارى:

هو العلاقة بين كثافة السائل ودرجة الحرارة، فكلما زدنا في تسخين سائل ما قَلَت كثافته تبعاً لذلك وكلما بردنا السائل ازدادت كثافته.

التبريد ازدياد كثافة السائل التسخين المسائل نقصان كثافة السائل

ويشذ الماء في تمدده بالحرارة عن سائر السوائل، إذ كلما برد الماء ازدادت كثافته، ولكن عند تبريد الماء تحت درجة عُم فإن كثافته تأخذ في النقصان بدلاً من الزيادة كما هو متوقع:

تبرید الماء حتی عُم - ازدیاد کثافته

تبريد الماء تحت عُم --- نقصان كثافته هـ- قوة الإثابة:

هي قدرة الماء على إذابة المواد المختلفة فيه، وتفوق هذه القدرة قدرة أي سائل آخر، فالماء هو مذيب لمعظم المواد التي توجد في الكائن الحي مما يؤدي إلى انتشارها وانتقالها من مكان الآخر داخل الخلية وخارجها.

وهذه القدرة الفائقة في الإذابة سببها القطبية الثنائية لجزيئات الماء فجزيء الماء يوجد على صورة متأينة حيث إن ذرات الهيدروجين تكون موجبة وذرات الأوكسجين تكون سالبة مما يجعل ذرات العناصر الأخرى تنجذب نحوها، ويدخل الماء في كثير من التفاعلات الكيمائية إما باشتراك أحد عنصريه في التفاعل أو كمنيب، فالماء بعتبر مصدراً أسسيا للأوكسجين في عمليات هامة مثل التمثيل الضوئي والتنفس.

٢- الأملاح والأيونات:

تعزى صلابة العظام إلى ما يترسب فيها من طبقات فوسفات الكالسيوم، والأصداف في الحيوانات الرخوية معززة بما يترسب فيها من كربونات الكالسيوم، فالعناصر الداخلة في تركيب الأيونات والأملاح بعضها من العناصر المتفاوتة الوجود في الكائن الحي.

ثانياً: الجزئيات العضوية:

الكربوهيدرات:

هي مركبات عضوية تتكون من الكربون والهيدروجين والأوكسجين وهي إما أن تكون مركبات ذات جزيئة بسيطة أو معقدة كالسكر والنشا والكلايكوجين والسليلوز وتشكل نسبة عالية في غذاء الإنسان اليومي فيستعمل قسم منها لتوليد الطاقة اللازمة للعمليات الحيوية والحركية ويتحول قسم منها بفعل الإنزيمات إلى دهون تخزن في الجسم.

أهمية الكربوهيدرات:

١- هي إحدى المصادر الأساسية للطاقة.

٧- تستخدم بعض أنواعها في بناء الخلية الحية والأنسجة.

٣- بعض النواتج الانتقالية لأكسدة الكربوهيدرات تعتبر مصادر أساسية
 لتكوين عدد كبير من المركبات العضوية المهمة كالأحماض النووية.

٤- يمنع السليلوز (وهو أحد أشكال السكريات المتعددة) حدوث الإمساك.

ه- يعتبر الهيبارين (وهو من السكريات المتعددة المخاطبة) مادة طبيعية في
 الجسم مضادة لتخثر الدم.

الأصل الكيميائي للكربوهيدرات:

هي الديهايدات أو كيتونات متعددة الهيدروكسيل، أو مركبات يمكن عند تمبؤها أن تعطى هذه المكونات.

ويرجع الأصل في اسم الكربوهيدرات (ماءات أو هيدرات الكربون) إلى الاعتقاد بأن المركبات الطبيعية من هذه المجموعة يمكن تمثيلها بالصيغة الجزيئية (مرx(H₂O)_y)، أي أنها تحتوي على الهيدروجين والأوكسجين كنسب وجودهما في الماء. ٢هيدروجين : ١ أوكسجين.

وأبسط أنواع الكربوهيدرات يحتوي T ذرات كربون يدعى (ترايوز) $C_2H_6O_3$ وعند احتوائها مجموعة الديهايد تدعى الدوز، وإذا لحتوت مجموعة كيتون تدعى كيتوز مثل:

وتم حديثاً اكتشاف عدد من المركبات التي تسلك سلوكاً كيميائياً كسلوك $C_x(H_2O)_y - C_x(H_2O)_y - C_x(H_2O)_y$ ومن هذه المركبات: الرحمانوز $(C_7H_14O_6)$ والرحمانوهكسوز $(C_7H_14O_6)^2$)، كما أن جميع المركبات التي لها الصيغة الجزيئية التي تتفق مع الصيغة الجزيئية للكربوهيدرات هي ليست كربوهيدرات، ومنها: الفورمالدهيد (H-CHO).

أشكال الكربوهيدات:

أولاً - السكريات:

وهي مواد متبلورة صلبة تذوب في الماء ذلت مذاق حلو، وتقسم إلى:

١- السكريات الأحادية:

وهي السكريات التي تعتبر وحدة بنائها من الوحدات البسيطة التركيب، ولا تتميأ إلى أبسط منها، وتتكون من سلسلة ذرات الكربون يتصل بكل منها الأوكسجين والهيدروجين بطريقة معينة، صيغتها الجزيئية هي $C_6H_{12}O_6$ ، وأهم السكريات الأحادية التي توجد في الطبيعة هي: البنتوزات، والهكسوزات، ومن أمثلتها الرايبوز $(C_5H_{10}O_5)$ ، سكر العنب (الكلوكوز) $(C_6H_{12}O_6)$ ، وسكر الغركة (الفركتوز) $(C_6H_{12}O_6)$.

٢- السكريات قليلة التسكر:

وتحتوى على:

أ- السكريات الثنائية:

نتشأ من التحام جزيئتين من السكر الأحادي (بعد فقدان جزيئة ماء) وتكوين آصرة كلايكوسايد صيغتها الجزيئية $C_{12}H_{22}O_{11}$ ، ومن أمثلتها: السكروز = الفركتوز + الكلوكوز (بعد فقدان $H_{2}O$)، والمالتوز، واللاكتوز (سكر اللبن).

ب- السكريات الثلاثية:

نتشأ من التحام ثلاث جزيئات من السكر الأحادي (بعد فقدان جزيئتي ماء)، ومن أمثلتها: الرافينوز + فركتوز كلوكوز + كالاكتوز.

ج- السكريات الرياعية:

نتشأ من التحام أربع جزيئات من السكر الأحادي (بعد فقدان ثلاث جزيئات ماء)، صبعتها الجزيئية العامة $C_{24}H_{42}O_{21}$ ومن أمثلتها سكر ستاخيوز.

تُأْنياً - السكريات (الكربوهيدرات) عديدة التسكر:

أو السكريات المعقدة: تتشأ جزيئاتها الكبيرة والعملاقة من التحام مثات من جزيئات السكريات الأحادية أو الثنائية أو الثلاثية (بعد فقدان جزيئة ماء لكل نقطة التحام) يسمى الجزيء المتكون من عديد من الجزيئات المنشابهة من السكريات الأحادية بالجزيء الكبير أو الجزيء متعدد القطع.

والصيغة الجزيئية العامة للكربوهيدرات عديدة التسكر (المتعددة) والأكثر انتشاراً في الطبيعة $(C_0H_{10}O_5)$ ومن أمثلتها: النشا والكلايكوجين والسليلوز (الخشب) الذي يتكون كل من جزيئاته الكبيرة من حوالي ٢٠٠٠ جزيء من الكلوكوز متصلة مع بعضها البعض بطريقة غير طريقة اتصالها مع بعضها البعض في الكلايكوجين.

وغالبية هذا النوع من الكربوهيدرات مواد صلبة غير متبلورة وليست حلوة المذلق، وهي شحيحة أو عديمة الذوبان في الماء.

وتوجد مجموعة من الكربوهيدرات المتعددة محدودة الانتشار في الطبيعة $(C_5H_8O_4)$.

تسمية السكريات الأحادية:

السكريات الأحادية تعرف عادة بأسمائها الشائعة، ولكن يمكن أن تشتق

أسماؤها باستخدام ثلاثة مقاطع وذلك باتباع بضع قواعد هي:

ا - تنتهي جميع الأسماء بالمقطع وز (OSE).

 7 يستخدم مقطع مأخوذ من اللغة الإغريقية ليدل على عدد ذرات الكريون (n) في الصيغة الجزيئية العامة ($^{6}_{\rm n}$ H $_{\rm 2n}$ O $_{\rm n}$) ليكون المقطع الوسطي من السم السكر.

(V =hepta .~=hexa .o= penta .: = tetra .~= tri .~ = bi)

۳- يشار للسكريات الألدهيدية باسم عام تدل بدايته على الألدهيد (الدو Aldo)، وللسكريات الكيتونية باسم عام تدل بدايته على الكيتون (كيتو Keto)، ويتبع ذلك سكراً خماسياً الدهيدياً يسمى الدوبنتوز، أما السكر الثلاثي الكيتوني فهو كيتوتريوز.

والجدول التالي يبين بعض السكريات الأحادية وصيغها العامة وأسمائها المشتقة والشائعة:

Antagar again to the said and a said	A The specific	and the second of the second s	COS.AT
كلايكوليك الدهيد	الدوبيوز	CH₂OH - CHO	۲
غليسريك الدهيد	الدوتريوز	СН₂ОН- СНОН-СНО	7"
ثنائي هيدروكسي اسيتون	كيتوتريوز	CH₂OH-CO- H₂OH	٣
ايريثوز	الدوتترز	CH ₂ OH-(CHOH) ₂ -CHO	£
رايبوز	الدوينتوز	СH ₂ OH-(СНОН) ₃ - НО	٥
كلوكوز	الدوهكسوز	СH ₂ OH-(СНОН) ₄ - НО	٦
فركتوز	كيتوهكسوز	CH ₂ OH-(CHOH) ₃ -CO-CH ₂ OH	4

التماكب:

تحتوي السكريات الأحادية على عدد من ذرات الكربون الكيرالية ولوجود هذا العدد من ذرات الكربون الكيرالية يوجد للسكر الواحد عدة أشكال تختلف في التركيب البنائي الفراغي فقط ويكون أحدهما مشابهاً للثاني كما تختلف خواصعهما فقط باتجاه تدويرهما للضوء المستقطب وهذا ما يطلق عليه اسم المماكبات، وتحدد العلاقة ($^{(2)}$) عدد المماكبات في السكريات الأحادية حيث $^{(2)}$ عدد ذرات الكربون الكيرالية في جزيء السكر.

ذرة الكربون الكيرالية: هي ذرة الكربون التي تتصل بأربع ذرات (أو مجموعات) مختلفة ورمزها (C wxyz).

الفعالية الضوئية:

أن احتواء السكريات الأحادية على ذرات كربون كير الية، يجعلها فعالة ضوئياً فحيث أن السكريات الأحادية توجد على هيئة مماكبات مختلفة عن بعضها البعض بالخواص الضوئية، أي بعلوكها تجاه الضوء المستقطب، إذ أن المادة تكون فعالة ضوئياً إذا كان محلولها يدير مستوى الضوء المستقطب ويلاحظ ما يأتي:

- أ- عندما يدير محلول المادة الفعالة ضوئياً مستوى الضوء المستقطب باتجاه اليمين (باتجاه دوران عقارب الساعة) يوضع قبل اسم المركب إشارة (+).
- ب- عندما يدير محلول المادة الفعالة ضوئياً مستوى الضوء المستقطب
 باتجاه اليسار (عكس دوران عقارب الساعة) يوضع قبل اسم المركب
 إشارة (-).
- إذا كان محلول المادة لا يحرف مستوى الضوء المستقطب، فهذا يعني
 أن المادة غير فعالة ضوئياً، وهذا ما يطلق عليه بالشكل الراسمى.



وتقسم السكريات الأحادية حسب التوزيع الفراغي إلى قسمين هما:

السلسلة D (قسم اليمين)، وسلسلة L (قسم اليسار) بحسب موقع مجموعة الهيدروكسيل حول ذرة الكربون الكيرالية التي تقع ما قبل ذرة الكربون الأولية الذي تقع ما قبل ذرة الكربون الأولية، فإذا كان موقع هذه المجموعة الكحول الأولية، فإذا كان موقع هذه المجموعة على يمين ذرة الكربون يدعى السكر D، أي أن المماكب السكري سيكون من سلسلة D، وبالتالي يكون المماكب السكري الآخر هو من سلسلة L.

البناء الكيميائي لسكر الجلوكوز: البناء المفتوح لسكر الكلوكوز:

البتاء المعلوم لشكر الكلوكور:

تم التوصل إلى مجموعة الصفات التالية لسكر الكلوكوز من خلال الدراسة التحليلية ودراسة تفاعلات الكلوكوز وهذه الصفات هي:

ا - للكلوكوز الصيغة الجزيئية 6-1206.

- ۲- يتفاعل الكلوكوز مع انهديد حامض الاستيك O(CH₃CO)₂O مكوناً أسيتات خماسية أي أن خمساً من الذرات توجد مرتبطة بشكل خمس مجموعات هيدروكسيلية، وكل مجموعة هيدروكسيلية مرتبطة بذرة كربون مختلفة.
- ٣- يتفاعل الكلوكوز مع هيدروكسيل الأمين ويكون الأوكزيم أي أنه يحتوي
 على مجموعة الدهيدية.
- 3 يتأكمد الكلوكوز بالعوامل المؤكمدة الضعيفة (مثل ماء البروم) ويتحول الى حامض كربوكسيلي يحتوي على خمس مجموعات هيدروكسيلية، وصيغته الجزيئية ($C_6H_{12}O_7$) وهذا يدل على وجود مجموعة الدهيدية في طرف الجزيء.
- عند اختزال الكلوكوز بحامض هيدرويوريك بوجود الفوسفور الأحمر
 عند درجة حرارة ۱۰۰م يكون ناتج الاختزال خليط من ٢-يودوهكسان،

والهكسان العادي، مما يدل على أن ذرات الكربون الست تقع في سلسلة مستقيمة.

T تحتوي صيغة الكلوكوز على أربعة نرات كربون كيرالية، فيكون عدد المركبات له $(\Upsilon^4) = 1$ مركباً ضوئياً نشيطاً، جميعها معروفة، تنتمي ثمانية منها إلى عائلة D ، بينما تنتمي الثمانية الأخرى إلى عائلة D أوراد عائلة D هم: الكلوكوز، المانوز، الكلاكتوز، التالوز، اللوز، اللوزوز، الجيلوز، الإيدوز، ويوجد الأربعة الأولى من هذه الثمانية بكثرة في الطبيعة. لكي يحدد بناء الكلوكوز أكثر يجب معرفة التركيب الفراغي الخاص به من بين هذه المماكبات الكثيرة.

البناء الحلقي لسكر الكلوكوز:

إن D كلوكوز هو عبارة عن خماسي هيدروكسي الديهيد، ويجب تعديل صيغته المفتوحة لكي نتمكن من تفسير العديد من الحقائق التي تجمعت، ومن هذه الحقائق ما يلي:

1-1 يتفاعل D -جلوكوز في بعض التفاعلات النمطية للالدهيدات:

حيث يعطي نتيجة سلبية في تجربة شيف المميزة للالديهيدات، ولا يكون ناتجاً بالإضافة عند تفاعله مع البكيريتيت (NaHSO3).

٢ - يوجد D - كلوكوز على هيئة ندين يحدث لهما تدوير تبديلي:

فعندما تنوب بلورات من الكلوكوز العادي التي لها درجة انصهار 1.1 ألى الماء فإن التدوير النوعي للضوء المستقطب ينتاقص تدريجياً من 1.1 إلى 0.1 وعلى العكس، فعندما تنوب بلورات من 0.1 كلوكوز التي لها درجة انصهار 0.1 في الماء فإن التدوير النوعي يزداد تدريجياً من 0.1 إلى 0.1 وقد سميت صورة الكلوكوز التي لها أكبر تدوير نوعي باسم 0.1 0.1 الصورة التي لها أدنى تدوير نوعي اسم 0.1

 D - B كلوكوز، أما التغير في تدوير كل منهما للوصول إلى حالة الاتزان فقد سمى بالتدوير التبديلي.

وقد اقترح العالم الأمريكي هدسون في عام ١٩٠٩ ما يلي:

– يسمى المماكب الذي يكون له أكبر تدوير تبديلي في عائلة السكريات – D باسم (D – α).

ب- يسمى المماكب الذي له أكبر تدوير تبديلي يساري في عائلة السكريات $(\alpha-L)$.

 \mathbf{r} إذا كان موضع مجموعة الهيدروكسيل المتصلة بذرة الكربون رقم واحد (\mathbf{c}_1) في الصيغة الحلقية للسكريات الأحادية بعيداً عن الناظر أو إلى أعلى كانت في موقع (\mathbf{g}).

۳- يكون الكلوكوز ندين من ميثيل D - كلايكوزيد:

عند معالجة D - 2لوكوز مع الميثانول وحامض الهيدروكلوريك فإن الناتج يحتوي على ميثيل D - 2لوكوزيد أي مجموعة ميثيل واحدة (CH_3) ولكن له صفات الاسيتال الكاملة فلا يتم إرجاعه إلى الكحول والالديهيد عند إضافة الماء، ولابد من تحلله بالأحماض المخففة، وكذلك عند تكوين مماكبين من هذين المشتقين فيكون لأحدهما درجة انصمهار 0.7 أم وتدوير نوعي 0.0 أم الثاني فله درجة انصمهار 0.0 أم وتدوير نوعي 0.0

وقد سمي المماكب الذي له أكبر تدوير نوعي ميثيل $D-\alpha$ كلوكوز ايد، وسمي المماكب الآخر ميثيل D-B كلوكوز ايد وهذه الكلوكوزيدات V تختزل محلول فهانج أو تولنز.

لذلك وجب تغيير البناء المفتوح لسكر D – كلوكوز لكي يمكن تفسير هذه الحقائق، ففي عام ١٨٩١ ونتيجة الأبحاث العلماء، ظهر البناء الحلقي لسكر D – كلوكوز، وفي عام ١٩٢٦ تم تصحيح حجم الحلقة، وفي المسنوات الحديثة

تم إيضاح البناء الحلقي.

وترجع التفاعلات النمطية لسكر D - كلوكوز المتمثل في البناء المفتوح مثل تكوين الأوزازون، واخترال متفاعل تولنز، ومتفاعل فهلنج إلى الكميات الصغيرة من السلسلة المفتوحة التي توجد في حالة اتزان من البناء الحلقي، والتي يعاد تجديدها بالسرعة التي تستهلك بها أثناء التفاعل.

ولا يزيد تركيز البناء المفتوح عند الاتزان عن ٠٠٠% وهذه الكمية ليست كافية لإعطاء تفاعل شيف أو تفاعل البكيريتيت نتيجة الظروف العكوسة. تفاعلات السكريات الأحادية البسيطة (تفاعلات الكلوكوز):

يوجد نوعان من المجموعات الوظيفية في أي جزيء سكر أحادي فهناك مجموعة الكربونيل (الالديهيد CHO في الدوزات، والكيتونية C=O- في الكيتوزات) وهناك عدد من مجموعات الهيدروكسيل، اذلك فإن تفاعلات السكريات الأحادية ناجمة عن هاتين المجموعتين الوظيفيتين.

اختزال السكريات الأحادية:

تمتاز مجموعة الكربونيل في الألدوزات أو الكيتوزات بنشاطها الكيميائي النموذجي كأي مجموعة الديهيد أو كيتون بسيط، فهي تكتسب ذرتي هيدروجين ويتحول السكر الأحادي إلى الكحول المقابل، فالبنتوزات تتحول إلى بنتونال أو خماسي هيدروكسيد الكحول بينما تتحول الهكسوزات إلى مداسي هيدروكسيد الكحول.

والسوربينول موجود في الطبيعة في الكثير من أنواع الفواكه وأنواع النوت البري، ويستخدم بديلاً للسكروز لتحلية كثير من أصناف الأطعمة المجهزة والمعلبة.

تأكسد السكريات الأحادية (الكلوكوز):

أ- مع العوامل المؤكسدة الضعيفة:

تتأكسد الالدورات إلى حوامض كربوكسيلية تسمى بشكل عام الدونيك فعندما يستخدم متفاعل تولنز، أو متفاعل فهلنج، أو متفاعل بندكت، أو متفاعل بالرفويد تظهر نتيجة التأكسد باختزال الأيونات المعدنية إلى فضة تترسب على هيئة مرآة على جدران الأنبوبة (متفاعل تولنز) أو إلى نحاس (I I) في هيئة الأوكسيد (Cu₂O) وهو راسب أحمر (في المتفاعلات الأخرى)، وتستخدم هذه التفاعلات للاستدلال على وجود السكريات المختزلة، والاختبار الذي يجريه مرضى السكر بأنفسهم لفحص البول هو تطبيق لاختبار بندكت، وباستطاعة الشخص الكشف عن كمية السكر في البول بنسبة لا تزيد عن ١٠٠٠.

وهذه التفاعلات لا يصلح أيِّ منها في تحضير الأحماض، لأن هيكل السكر غالباً ما يتعرض لتفاعلات معقدة في الوسط القلوي.

ب- مع ماء البروم:

يؤكسد محلول البروم في الماء الالدوزات مكوناً الأحماض أحادية الكربوكسيل الالدونية (عند ضبط درجة الحموضة (pH) بمنظم مناسب)، بينما لا يؤثر ماء للبروم على الكيتوزات، لذلك يستخدم هذا التفاعل في التمييز بين الإلدوزات والكبتوزات.

CHO COOH
$$|$$
 (CHOH)₄ + (O) $|$ (CHOH)₄ $|$ (CHOH)₄ $|$ (CH₂OH

ج- مع فوق أوكسيد الهيدروجين:

يعمل فوق أوكسيد الهيدروجين (H2O2) على أكسدة الكلوكوز إلى حامض الكلوكورنيك، وتتأكسد في هذا التفاعل مجموعة الكحول الأولية (C6) إلى الحامض وتبقى مجموعة الالديهيد بدون تأكسد.

CHO CHO
$$|$$
 (CHOH)₄ + H₂O₂ \longrightarrow (CHOH)₄ + H₂O $|$ COOH

د- مع حمض النتريك متوسط التركيز:

عند استخدام عامل مؤكسد قوي كحامض النتريك متوسط التركيز مع التسخين البسيط، تتأكسد مجموعة الالديهيد ومجموعة الكحول الأولية (على ذرة C_6) وتكون حامض ثنائي الكربوكسيل ويسمى حامض الالداريك.



هـ- مع حمض البيريوديك:

عند استخدام حامض البيريوديك (HIO₄) فإن الكربوهيدرات نتأكسد بالانفلاق وقد أدخل هذا التفاعل العالم الفرنسي مالابراد عام ١٩٢٨، وهذا التفاعل من أنفع التفاعلات التي استخدمت في الأبحاث العلمية الحديثة على التركيب البنائي للكربوهيدرات، فعند تقدير كمية حامض البيريوديك المستخدم أو كمية حامض الفورميك الناتج أو الميثانال الناتج فإن ذلك يدل على عدد مجموعات الهيدروكسيل الحرة القابلة للأكمدة في الجزيء (CHOH, CHO,).

تأثير الأحماض على السكريات الأحادية (الكلوكوز):

تتفاعل السكريات الأحادية مع الأحماض (مثل تفاعل الكحولات) مكونة الاسترات والماء.

أ- مع الهيدريد حامض الاسيتيك: CH3CO)₂O)

عند استخدام انهيدريد حامض الاسيتيك مع الكلوكوز، الناتج هو خماسي الاسيتات أي أن جميع مجموعات الهيدروكسيل قد تفاعلت.

CHO CHO

CHO

(CHOH)₄+5(CH₃CO)₂O
$$\longrightarrow$$
 (CHO-COCH₃)₄+5CH₃-COOH

CH₂OH CH₂O-COCH₃

Penta-O-acety glucose



ب- مع حامض النتريك:

تتفاعل السكريات الأحادية مع حامض النتريك في درجة صفر سيلسبوس، مكونة خماسي نترات الكلوكوز،

ج- مع حامض الفسفوريك:

تتفاعل السكريات الأحادية مع حامض الفسفوريك استرات حامض الفسفوريك، وهي مركبات ذات أهمية حيوية لأنها تنتج عن تكسر الأحماض النووية، وهي لازمة لأيض الكربوهيدرات.

د- مع سياتيد الهيدروجين:

تتفاعل السكريات الأحادية مع سيانيد الهيدروجين (HCN) مكونة مركبات تسمى السيانوهيدرين والتي تكون عند تحللها المحامض الكربوكسيلي، وعند اختزال الحامض يتكون الالديهيد، وبالتالي يزداد طول السلسلة بمقدار ذرة كربون (تفاعل كيلاني – فيشر) ولهذا التفاعل فائدة طبية كبرى في علاج التسمم بالسيانيد وذلك باستخدام محلول كلوكوز تركيزه . 0% بالحقن في الوريد.

هـ- مع حامض الهيدروكلوريك المركز:

عند تسخين الكلوكوز مع حامض الهيدروكلوريك المركز يتكون مركب ٥- هيدروكسي ميثيل فورفورال، وعندما يستمر التسخين لفترة طويلة فإن الفورفورال يتحول إلى حامض اللافيوليك وحامض الفورميك.

تأثير القواعد على السكريات الأحادية (الكلوكوز):

أ- مع القلويات:

عندما تسخن السكريات الأحادية مع القلويات المركزة (مثل هيدروكسيد الصوديوم أو هيدروكسيد البوتاسيوم) فإن المحلول يصبح ذي لون أصفر ثم بني ثم يتلدن.

ب- مع القلويات الأرضية:

عندما يسخن الكاوكوز مع مطول هيدروكسيد الكالسيوم يعطي مركبات تسمى بصفة عامة باسم الكلوكوسات، وهذه المركبات غير معروفة التركيب البنائى فعثلاً مع الكالسيوم يكون كلوكوسات الكالمسيوم.

يتفاعل الكلوكوز مع هيدروكسيل أسين (NH₂OH) ويكون مركباً يعرف باسم الاوكزيم.

CHO
$$CH = NOH$$
 $|$ $(CHOH)_4 + NH_2OH$ $|$ $(CHOH)_4 + H_2O$ $|$ CH_2OH CH_2OH CH_2OH

د- مع الأمونيا:

يتفاعل الكلوكوز مع الأمونيا في وجود هيدروكسيد الخارصين وفي درجة حرارة الغرفة مكوناً مركباً اسمه ميثيل اميتازول.

تفاعل السكريات الأحادية مع الفينيل هيدرازين (الكلوكوز):

تتفاعل السكريات الأحادية (الالدوزات والكيتوزات) مع مركب الفينيل هيدرازين مكونة الفينيل هيدرازون وإذا كانت كمية الفينيل هيدرازين زائدة فإن التفاعل يستمر مكوناً الأوزازون الذي يحتري جزيئه على جزيئين من الفينيل هيدرازين، ويتحلل جزيء ثالث من الجوهر إلى الانبلين والأمونيا أثناء أكسدة مجموعة الهيدروكسيل المرتبطة بذرة الكربون.

ويستخدم هذا التفاعل للكشف عن وجود أو غياب الكلوكوز في البول، كما يستخدم أيضاً للتغريق بين الكلوكوز والسكريات الأخرى المختزلة الموجودة عادة في البول مثل اللكتوز في بول السيدات المرضعات.

تفاعل السكريات الأحادية مع الكحولات – تكوين الكلايكوزيدات:

يتفاعل الكلوكوز مع الميثانول في وجود غاز كلوريد الهيدروجين والناتج

مركب يعرف باسم عام هو كلوكوزيد.

ويصاغ الاسم لكل سكر بالاشتقاق من اسمه ومن مجموعة الالكيل وهذه المركبات ثابتة في الماء فلا تفتح الحلقة، اذلك تختفي ظاهرة التدوير التبديلي فيها، بالإضافة إلى ذلك فهي سكريات غير مختزلة.

والكلوكوزيدات منتشرة في الطبيعة، إذ تحدث ارتباطات كلوكوزيدية بين مركب كربوهيدراتي ومركب هيدروكسيلي قد يكون أحد الستيرويدات أو الفينولات، ولهذه المواد فوائد طبية كثيرة أو تأثيرات حيوية.

التخمر:

هو عبارة عن تكون الايثانول من السكريات الأحادية بواسطة خميرة الخبز التي تحتوي على أنزيمات مسؤولة عن هذا التخمر (الأكسدة غير الهوائية).

 $C_6H_{12}O_6 \longrightarrow 2C_2H_5OH + 2CO_2$

يتخمر سكر الكلوكوز والفركتوز والمانوز بواسطة الخميرة، بينما لا يحدث تخمر للسكريات الخماسية واللاكتوز والسكريات المعقدة.

السكريات الثنائية:

صيغتها العامة: (C₁₂H₂₂O₁₁)

ومن أمثلتها: السكروز، اللاكتوز (سكر اللبن)، المالتوز (سكر الشعير).

السكروز (سكر القصب):

أو سكر المائدة، مادة كيميائية نقية، تنتج من قصب السكر أو من البنجر السكري، وهو مركب صلب متبلور ينصهر عند (١٨٠س)، شحيح الذوبان في الإيثانول، ويذوب بسهولة في الماء، ويتحول إلى مادة بنية اللون تعرف بالكراميل عندما يسخن فوق درجة اتصهاره.

سكر اللبن (اللاكتوز):

يوجد سكر اللاكتوز في حليب جميع الحيوانات الفقرية، ويحضر تجارياً بالتبخير تحت الفراغ لمصل اللبن (الذي يؤخذ من الحليب عند صناعة الجين) حتى ببدأ التبلور.

واللاكتوز مركب صلب أبيض اللون ينصهر عند ٢٠٣أس (مع النكسر)، يذوب في الماء.

سكر المالتوز (أو الشعير):

هو مركب صلب متبلور، أبيض اللون، ينصبهر ما بين ١٦٠ أ ١٥٠أس، يذوب في الماء، يهضم المالتوز بسهولة ويتعرض لفعل التخمر.

السكريات المتعددة:

هي مركبات يتكون الجزيء الواحد منها من الآلاف من جزيئات السكريات الأحادية، صيغتها الجزيئية $(C_5H_{10}O_5)$ ، وأهمها: النشا، والسليلوز، اللذين يتكونا في النبات من ثاني أكسيد الكربون والماء بالتركيب الضوئي، ويتكونا من وحدات D كلوكوز، ويخزنا كغذاء احتياطي (النشا) أو تصنع منه الأجزاء الصلبة مثل جدر الخلايا في النبات (السليلوز).

يوجد النشا بكثرة في أجزاء النبات في البذور والدرنات وتستخدم هذه الأجزاء النشوية في الغذاء، حيث يتحول ما بها من نشا إلى كلوكوز في سلسلة عمليات الهضم، ويخزن الفائض منه في الجسم بشكل مشابه للنشا يدعى كلايكوجين أو يحول إلى دهون.

النشاه

يوجد النشا في جميع النباتات الخضراء، ويكثر في الذرة، القمح، الشعير، الأرز، والبطاطا، ومن أنواع النشا:

أ- الأمايلوز:

تصل نسبة الأمليلوز في النشا للى ٣٠٠ كثلة، ويمكن الحصول على الأمليلوز من معلق نشا الذرة عند ٣٠ أ ٧٠س حيث ينوب في الماء السلخن ويفصل بالنرويق، ولكن بعد فصله يتر لجع ويصبح غير قابل الذوبان في الماء البارد.

ب- الأمايلوبكتين:

هو المكون الرئيسي للنشا ويستخدم في إعداد المعجنات والصمغ كما يستخدم في صناعة المواد اللاصعة.

الكلايكوجين:

يتكون ويخزن في الكبد والأنسجة العضلية وتقوم أنزيمات بتأثير هرمونات خاصة بالحصول على الكاوكوز من مخزون الكلايكوجين أو خزنه فيه حسب متطلبات الجسم من الطاقة، ويتلاشى محتوى العضلات من الكلايكوجين عند بذل مجهود عضلي انتحوله إلى حامض اللاكتيك، ولذلك يسمى النشا الحيواني، وعندما ينشط الكبد أثناء الوجبات الغذائية الغنية بالكربوهيدرات بخزن الكلايكوجين، بينما أثناء الصيام أو الفترات التي تفصل بين الوجبات فإن الأمر ينعكس ويتحرر الكلوكوز من الكلايكوجين المخزون. والكلايكوجين هو مركب صلب غير متبلمر، يذوب في الماء ويعطى محلوله المائي لون أحمر ارجواني مع اليود.

السليلوز:

B يختلف السليلوز عن النشا والكلايكوجين في أنه مبلمر من وحدات D كلوكوز حيث يحتوي الجزئ الواحد على ١٥٠٠ وحدة كلوكوز.

وتكون السلاسل الطويلة في السليلوز مقتربة من بعضها البعض جانبياً على هيئة حزم ترتبط فيما بينها بأواصر هيدروجينية بين مجموعات الهيدروكسيل العديدة، وهذا ما يجعل السليلوز غير قابل للهضم فلا تؤثر فيه أنزيمات الجهاز الهضمي ولكنه يساعد على الحركة الدودية للأمعاء وبالتالي يكون مضاداً للإمساك كما يستخدم كمادة حشوية تثير الشعور بالشبع.

الليبيدات (الدهون):

تعرف للبيدات على أنها المركبات الدهنية ومشتقاتها، وتعتبر الدهون مكون أساسي من مكونات الأغشية الخلوية، حيث توجد على هيئة شحوم بروتوبلازمية أي مواد تدخل في تركيب بروتوبلازم الخلية الحية، ويدخل بعضها في تركيب بعض الهرمونات، وهي مصدر جيد للطاقة بعد الكربوهيدرات، وتخزن بكميات كبيرة (الدهون الحقيقة) تحت الجلد تكون على هيئة شحوم احتياطية متكدسة في الأنسجة الدهنية.

واللبيدات مركبات عضوية دهنية الملمس، شحيحة الذوبان في الماء ولكنها تذوب في المذيبات العضوية غير القطبية المعروفة باسم مذيبات الدهـون كالكلورفورم، رابع كلوريد الكربون، البنزين، الهكسان، الإيثر البترولي، الخ وكثافتها أقل من الولحد الصحيح ولذلك تطفو على سطح الماء والدهون مواد لا تذوب في الماء ويمكن استخلاصها من الخلايا والأنسجة والأعضاء الحية بواسطة المذيبات العضوية قليلة القطبية مثل: الإيثر، الكلوروفورم، والبنزين.

وتوجد اللبيدات في جسم الإنسان حيث تبلغ نسبتها حوالي ٢٠% كتلة كما توجد في النبات وترتفع نسبتها في بعض البذور كاللوز ٥٥% والجوز ٦٤ % وثمار الزيتون ٢٠%. واللبيدات هي خليط غير متجانس ينتمي إلى عدة مجاميع كيميائية مختلفة وتوجد في الطبيعة غالباً على شكل أسترات للأحماض الدهنية، وتوجد بها أحياناً بعض المجموعات الفعالة مثل حامض الفوسفوريك، السلفونات، والأحماض الأمينية.

وظائف اللبيدات:

- ١- تعتبر اللبيدات مصدراً جيداً وهاماً للطاقة فهي ذات قيمة حيوية كبيرة، وتعمل كمخزن للطاقة، حيث تزداد حاجة الإنسان إلى تتاولها في غذائه في البلدان الباردة، لأن كل اغرام واحد منها يزود الجسم بمقدار ٩٠٠ كيلو سعرة حرارية أي (٣٦٠٧ كيلو جول) بينما يمد الغرام الواحد من كربوهيدرات الجسم بمقدار ٩٠٠ كيلو سعرة أي (١٦٠٧ كيلو جول)، ولكن يفضل جسم الإنسان الحصول على الطاقة من الكربوهيدرات بنسبة (٥٦%) أكثر من الدهون.
- ٣ تقوم اللبيدات بتثبيت الأعضاء الداخلية في الجسم كالدهون حول الكلية،
 وتكون غلافاً جيداً لهذه الأعضاء لحمايتها من الصدمات.
- ٣- تعتبر اللبيدات عازل للتبادل الحراري وتبقي درجة حرارة جسم الكائن الحي ثابتة، وتعطي للجلد ليونته، حيث تمنع الدهون تحت الجلد انسياب الحرارة من وإلى الجسم فهي بذلك تكون كعازل أو حامي للجسم من درجات الحرارة الخارجية.
- ٤- نقوم اللبيدات بوظيفة حماية الأعصاب فاللبيدات غير القطبية متواجدة بتركيز كبير في النسيج العصبي حيث تكون عازلاً كهربائياً يسمح بالانتشار السريع للموجات غير المستقطبة على طول الأعصاب النخاعية.
 ٥- للبيدات وظائف خلوية إذ أن الليبوبروتينات عناصر تركيبية لأغشية الخلايا كالنواة والمبكروسوم والميتوكوندريا، وتساعد الخلايا والأنسجة

والأجهزة لكي تؤدي وظائفها كما أنها ضرورية لتنظيم النمو.

٣- تقوم بمهام ضرورية لاصطناع العديد من المركبات الحيوية حيث يستخدم الكوليستيرول في إفراز هرمونات غدة الكظر مثل: (الكورتيزول، الكورتيزون، الالدوستيرون، الالدوستيرون، الاسترون، الاسترون، بالإضافة إلى فيتامين ~ D3 وأحماض الصفراء.

٧- تقوم اللبيدات بإذابة بعض الفيتامينات التي تذوب فيها مثل فيتامينات: , K,
 ومن ثم حملها إلى خلايا الجسم.

 ٨- تعتبر الدهون والزيوت والتحوم مود أساسية في صناعة الصدون والمنظفات وصناعة الطلاء (مثل الزيوت المجففة) والورنيشات.

وبالإضافة إلى هذه الوظائف يحتاج جسم الإنسان إلى كميات قليلة من الدهون للحصول على حامض اللينوليبك حيث يسبب نقص هذا الحامض جفاف الجلد وتشققه، كما يؤدي إلى توقف النمو الجنسي، واعتلال الصحة العامة، وتفسخ الكبد، والعجز الكلوي ولذلك تعتبر اللبيدات أطعمة غذائية لا يمكن الاستغناء عنها لعدم وجود البدائل لها.

تصنيف اللبيدات:

تقسم اللبيدات تبعاً لتكوينها الكيميائي أو تبعاً لدورها في أجسام الكائنات الحية إلى ثلاثة أنواع:

١ -- لبيدات بسيطة.

٢-لبيدات مركبة،

٣-لبيدات مشتقة.

١- اللبيدات البسيطة:

سميت كذلك لأنها تتكون من كحول وأحماض دهنية فقط، وتقسم تبعاً لنوع الكحول إلى:

أ- دهون متعادلة:

هي عبارة عن أسترات الأحماض الدهنية العالية مع الكليسرول، أو ما تعرف بالكليسريدات الثلاثية ومن أمثلتها: ثلاثي أوليات الكليسرول (أو ثلاثي أوليين).

$$CH_2O$$
 - CO - $C_{17}H_{33}$
 CHO - CO - $C_{17}H_{33}$
 CH_2O - CO - $C_{17}H_{33}$
 CH_2O - CO - $C_{17}H_{33}$

ب- الشموع:

هي عبارة عن أسترات أحماض دهنية عالية أي يكون فيها عدد ذرات الكربون من ٢١-٣٦، متحدة مع كحولات أليفائية أحادية الهيدروكسيل كتلها الجزيئية كبيرة، وتختلف الشموع عن الدهون المتعادلة باحتوائها على الكحولات والأحماض العالية بصورة حرة (غير متحدة).

والجدول التالي يبين بعض أنواع الشموع المشهورة.

the Thirty Bay Share	When hell we	السم المتاشقين الديني والمراكبة	الاعد الثانع
و بسونانهٔ البتريدی،	ريد - الجريانية ي م		disputit
بالميتات الميراسايل	ميراسايل	C ₁₅ H ₃₁ - COOH بالميتيك	شمع التحل
C ₁₅ H ₃₁ COOC ₃₀ H ₆₁	C30H61OH		
بالمرتات السيتايل	سرتارل C ₁₆ H ₃₃ OH	رالمبتيك C ₁₅ H ₃₁ - COOH	شمع
$C_{15}H_{31}COOC_{16}H_{33}$			سبيرماسيئي
سروتات الميراسايل	ميراسايل	سرونویك C ₂₅ H ₅₁ -COOH	شمع كرثويا
C ₂₅ H ₅₁ COOC ₃₀ H ₆₁	C ₃₀ H ₆₁ OH		
بالمينات الكوليسترول	الكولستيرول C ₂ -H ₄₅ OH	CisH31- COOH بالميثيث	شمع
C ₁₅ H ₃₁ COOC ₂₇ H ₄₅			اللاتولين

وتختلف الشموع بعضها عن بعض باختلاف الأحماض الدهنية والكحولات المكونة لها وذلك كالآتي:

١-شمع اللاتولين: يحتوي صوف الغنم على مقدار منه كغلاف خارجي للألياف، ويفصل هذا الشمع أثناء غسل الصوف، ويتميز اللانولين بقدرته على امتصاص كميات كبيرة من الماء دون أن يذوب فيها مما جعله يستخدم في تحضير المراهم الطبية.

٢-شمع العسل (النحل): يستخدم في صناعة شمع الإضاءة ومواد التلميع وشمع النماذج (التماثيل) والمعاطف الواقية من المطر ونوع من حبر الطباعة على الأحجار.

٢- اللبيدات المركبة:

سميت كذلك لأنها تحتوي بالإضافة إلى الكحول والأحماض الدهنية مواد أخرى مثل مجموعة الفوسفات، أو مواد كربوهيدراتية، أو بروتينات، أو سلفونات، أو مجموعة أمينو ومنها:

أ- القوسقولبيدات:

هي عبارة عن أسترات الكليسرول أو الكحولات العالية الأخرى متحدة مع الأحماض الدهنية وحامض الفوسفوريك ويدخل في بنائها غالباً قاعدة نيتروجينية، ومنها: الليشينات والسيفالينات والسفنجومايلينات، وتوجد في الدماغ والفدة الكظرية وفي كريات الدم الحمراء وصفار البيض.

السقتجو مابلين

ب- الكليكولبيدات:

سميت بذلك لأن تركيبها يحتوي على كربوهيدرات (كالاكتوز) بالإضافة إلى المجموعة الدهنية، وتتراوح عدد ذرات الكربون في الأحماض الدهنية ما بين (٢٠-٢٠)، بالإضافة إلى الأحماض الدهنية الهيدروكسيلية التي توجد في لبيدات الإنسان.

وهذا النوع من اللبيدات يوجد في الدماغ، والجهاز العصبي المركزي، وأغشية الخلايا، وأهم أنواعها: الكيرازين والنيرفون.

ج- الليبوبروتينات:

هي عبارة عن جسيمات دهنية مكونة من الفوسفاتيدات مع سلسلة بروتينية، يتم تكوينها في الأنسجة الحية، وقد تمكن العلماء من فصلها باستخدام أجهزة طرد مركزية عالية السرعة، أو بطرق حديثة، وقسمت إلى أربعة أقسام رئيسية هي:

١ - الكايلوميكرونات:

وهي أكبر الجسيمات الدهنية الحيوية الموجودة في الدم، تتكون من الدهون الغذائية بعد امتصاصها في خلايا جدران الأمعاء الدقيقة، تقوم بحمل الكليسريدات الثلاثية إلى الخلايا الدهنية لتخزينها وإلى الخلايا العاملة من أجل الهدم للحصول على الطاقة، وتذهب إلى الكبد حيث يحولها من الكليسريد الثلاثي إلى ليبويروتينات منخفضة الكثافة جداً (VLDL) ثم تطلق إلى الدم.

٢- الليبوبروتينات منخفضة الكثافة جداً (VLDL):

تقوم بنقل الدهون المتعادلة داخلية المصدر والمتكونة في الكبد إلى خلايا الجسم الأخرى.

٣- النيبويروتينات منخفضة الكثافة (LDL):

تقوم بنقل الكوليستيرول من الكبد إلى الخلايا وقد أثبتت الدراسات الحديثة أن زيادة مستوياتها في الجسم تؤدي إلى تصلب الشرايين التاجية للقلب.

٤- الليبوبروتيات عالية الكثافة (HDL):

تقوم بنقل الكوليسترول من الخلايا الطرفية وبعيدها إلى الكبد مرة أخرى وتعمل أيضاً على منع ترسبات أسترات الكوليسترول داخل الخلايا، وتوفر الحماية ضد النوبات القلبية.

د- السلفولبيدات:

هي اللبيدات التي تكون متصلة مع مجموعة كبريتات، وتوجد عادة في المخ، تلعب دوراً مهماً في استقلاب عنصر الكبريت في الجسم، وبشكل خاص في أنسجة الدماغ.

هـ- الامينولبيدات:

وهي اللبيدات التي تكون متحدة مع مجموعة أمين (NH_2^-) .

٣- اللبيدات المشتقة:

وهي مواد مشتقة من اللبيدات البسيطة والمركبة بسبب التحلل أو التميوء غير الكامل وعلى ذلك فإن اللبيدات المشتقة تحتوي على:

١- الأحماض الدهنية (مشبعة وغير مشبعة).

٣ – الكحو لات.

٣- الهيدر وكربونات

الأحماض الدهنية:

هي مركبات كربوكمىيلية أليفانية مشبعة أو غير مشبعة لا تذوب في الماء ولكنها تذوب في المذيبات غير القطبية كالكلورفورم والأيثر والبنزين.

وهذه الأحماض لا توجد بشكل حر في الخلايا والأنسجة بل توجد في الشحوم والدهون والزيوت الحيوانية والنباتية المختلفة الصالحة لملكل، ويمكن الحصول عليها من الدهون والزيوت النباتية بنقاوة تزيد عن ٩٠% بالتحلل المائي. تصنيف الأحماض الدهنية:

أولاً- الأحماض الدهنية المشبعة:

يشغل فيها الهيدروجين جميع الأواصر الكربونية، وسميت بالمشبعة لأن جزيئاتها لا تحتوي على أي أواصر مزدوجة بين ذرات الكربون وأهمها: حامض اللوريك وحامض الميرستيك وحامض البالمينيك وحامض الاستياريك، وحامض البالمينيك هو أكثر الأحماض الدهنية المشبعة انتشاراً في الطبيعة يليه حامض الاستياريك الذي ينتشر في دهون الحيوانات المدجنة كالسمن والزبد، بينما تكون الأحماض المحتوية على ذرات كربون أقل من (١٦) قليلة الانتشار ولكنها تتواجد بوفرة في شمع الحشرات والدهون البحرية.

ثانياً - الأحماض الدهنية غير المشبعة:

سميت غير مشبعة لأن جزيئاتها تحتوي على روابط مزدوجة، وبعضها يحتوي على أكثر من آصرة مزدوجة بين ذرات الكربون، ويمكن تقسيمها تبعاً لعند الروابط المزدوجة كما يلى: في الأشكال السابقة.

١ - أحماض دهنية غير مشبعة تحتوي على رابطة مزدوجة واحدة:

صيغتها الجزيئية العامة هي: C_nH_{2n-1} COOH ومن أمثلتها:

أ- حامض بالميتولييك:

صيغته الجزيئية العامة هي: C15H29 COOH، ويكون اسمه طبقاً لنظام الايوباك هو Cis-9-Hexadecenoic Acid ، والمصطلح العلمي له هو 19: C16 ويوجد في زيوت بذور النبات بكميات قليلة.

ب- حامض الاولييك:

صيغته الجزيئية العامة هي: $C_{17}H_{33}$ والمصطلح العلمي له هو: 9 C_{18} : 1 9

ج- حامض جادولييك:

صيغته الجزيئية العامة هي: C19H37 COOH، ويكون اسمه طبقاً لنظام الايوباك هو: Cis-9-Eicosenoic Acid، والمصطلح العلمي له هو: C20: 19 ويكثر في دهون الأسماك وزيوت الحيوانات البحرية.

د- ايروسيك:

صيغته الجزيئية العامة هي: $C_{21}H_{41}$ - COOH ويكون اسمه طبقاً لنظام الايوباك هو: Cise-13-Decosenoic Acid والمصطلح العلمي له هو: C_{22} : C_{22} : C_{22} : C_{22} : C_{23} : C_{22} : C_{23} : $C_$

٢ - الأحماض الدهنية غير المشبعة تحتوي على رابطنين مزدوجتين:
 صيغتها الجزيئية العامة هي: COOH ومن أمثلتها:

أ- حامض اللينولييك:

صيغته الجزيئية العامة هي: C17H31 COOH، ويكون اسمه طبقاً لنظام الايوباك هو: Cis, cis-9, 12-Octadecadiemoic ، والمصطلح العلمي له هو: C18: 29.12 ويكثر في زيت الفول السوداني، وزيت بذور الكتان، وبذور القطن.

ب- حامض السوربيك:

صيغته الجزيئية العامة COOH، ويكون اسمه طبقاً لنظام الايوباك هو : Cis, cis-2, 4-hexadienoic Acid ، والمصطلح العلمي له هو: C6: 2 2.4 ويكثر في ثمار شجرة الغبيراء (شجرة من عائلة التفاحيات الأوروبية).

٣- أحماض دهنية غير مشبعة يحتوي الجزئ منها على ثلاثة روابط مزدوجة:
 صيغتها الجزيئية العامة هي: CoOH ومن أمثاتها:

أ- حامض اللينولنيك:

صيغته الجزيئية العامة هي: $C_{17}H_{29}$ COOH، ويكون اسمه طبقاً لنظام الايوباك هو: Cis, cis, cis-9,12,15-Octadecatrienoic، والمصطلح العلمي له هو C_{18} : C_{18} : C_{18} : C_{18} 0 ويكثر في زيت بذرة الكتان وزيوت البذور الأخرى، وزيوت الخضر اوات.

ب-حامض الاليوستياريك:

صيغته الجزيئية العامة هي: $C_{17}H_{29}$ ويكون اسمه طبقاً للايوباك: Cis,trans,trans, -,11,13-Octadecatrienoic Acid والمصطلح العلمي له هو: C_{18} : C_{18} : C_{18} : C_{18}

 ٤- أحماض دهنية غير مشبعة يحتوي الجزئ منها على أربعة روابط مزدوجة:

صيغتها الجزيئية العامة هي: CoOH ومن أمثلتها:

أ- حامض الاراكيدونيك:

صيغته الجزيئية العامة هي: $C_{19}H_{31}$ ويكون اسمه العلمي ميغته الجزيئية العامة هي: $C_{19}H_{31}$ ويكثر ويكثر ويكثر الموداني. والمصطلح العلمي له هو: $C_{20}: 4^{5.8.11.15}$ ويكثر في زيت الغول الموداني. $C_{20}: 4^{5.8.11.15}$

صيغته للجزيئية العامة هي: C $_{17}H_{27}$ COOH واسمه العلمي هو Cis,cis,cis,cis-4,8,12,15-Octadecatetraenoic Acid العلمي له هو: $_{18}^{4,8,12,15}$ ويكثر في زيوت الأسماك.

٥-أحماض دهنية غير مشبعة عديدة الروابط المزدوجة:

المشهور منها حامضان هما:

أ- كلوپاتودونىك:

صيغته الجزيئية العامة هي: $C_{21}H_{33}$ COOH ، واسعه العامي طبقاً واسعة العامي طبقاً مي واسعة العامي طبقاً كلايوباك هو Cis,cis,cis,cis,cis,-4,8,12,15,19-Decosapentaenoic والمصطلح العامي له هو: C_{22} . C_{22} . C_{22} . C_{22} . C_{22} . C_{23} . C

صيغته الجزيئية العامة هي: COOH واسمه العلمي طبقاً للأيوباك ،Cis,cis,cis,cis,cis,-4,8,12,15,18,21-Tetracosahexaenoic للأيوباك والمصطلح العلمي له هو: C_{24} 6 $^{4.8.12,15,18,21}$ ويكثر في زيت السردين وزيوت الأسماك .

ثالثاً- البروستاغلاندين:

هي أحماض دهنية غير مشبعة مشتقة من حامض الاراكيدونيك، وفيها يتم اتصال ذرتي الكربون رقم ٨ ورقم ١٢ لإنشاء حلقة سايكلونيتات ويتبع ذلك نكوين مجموعة كربونيل أو هيدروكسيل.

توجد في معظم أجزاء الجسم، وفي السائل المنوي والرئتين والدماغ والكبد وكريات الدم الحمراء والعضلات وتقوم هذه الأحماض بالوظائف التالية:

- ١ تساعد في انقباض العضلات الماساء للرحم، لذلك تستخدم أثناء الولادة.
- ٢- تساعد على ارتخاء عضلات القصبات الهوائية، لذلك تستخدم كعلاج
 لحالات الربو القصبي.
- ٣- لها تأثير موسع للأوعية الدموية لذلك تستخدم في علاج ارتفاع الضغط
 الدموي.
 - ٤- تمنع تكون خثرة الدم (الجلطة) التي تسبب النوبات القلبية.

٥- تنشط عملية صنع الهرمونات الستيرويدية.

رابعاً - الأحماض الدهنية الهيدروكسيلية:

يحتوي هذا النوع من الأحماض على مجموعة هيدروكسيلية واحدة أو أكثر وقد يكون بها آصرة مزدوجة ولحدة، ويكثر في زيت الخروع، والفول السوداني، ومن لمثلثها:

أ- حامض ثنائي هيدروكسي استياريك:

صيغته الجزيئية العامة هي: $C_{17}H_{33}(OH)_2$ - COOH ما صيغته البنائية فهي:

واسمه العلمي هو: • Dihydroxy Octadecanoic Acid-9.10 ، والمصطلح العلمي له هو • $(C_{18}OH) - 9.10$) ويكثر في زيت الخروع.

ب-حامض الريسنولييك:

صيفته الجزيئية العامة هي: ${\rm C}_{17}{\rm H}_{32}({\rm OH})$ - ${\rm COOH}$ ، واسمه العلمي له هو: ۲۱ - Hydrexy-cis-9-Octadecenoic Acid موالم المصطلح العلمي له هو ${\rm C}_{18}:1^9-1$ والمصطلح العلمي له في زيت الخروع، والفول السوداني. خامساً – الأحماض الدهنية الحاقية:

يوجد العديد من الأحماض الدهنية المحتوية على مجاميع حلقية وقد ثم التعرف على العديد من الأحماض الدهنية التي تحتوي على مجاميع حلقية ومن أمثلتها:

أ- حامض شاول موغريك:

صيغته الجزيئية العامة هي: $C_{17}H_{31}$ - COOH ، واسمه العلمي هو: Tridecanoic — (Cyclopentene-m)-1m زيت شجر إفريقي يحمل الاسم نفسه ويستعمل هذا الحامض في علاج مرض الجذاء.

ب- حامض لاكتوباسليك:

يوجد في الكائنات المجهرية، صيغته البنائية هي:

ج- حامض ستيركوليك:

يوجد في زيوت النباتات، صيغته البنائية هي:

د- حامض المالقاليك:

يوجد في زيوت بذور النباتات.

تسمية الأحماض الدهنية:

أ- التسمية بالنظام الشائع:

ا عرفت الأحماض الكربوكسيلية الأليفاتية منذ زمن بعيد، لذلك كان لها أسماء شائعة تدل على المصدر (سواء كان حيوانياً أو نباتياً) الذي تم استخلاص الحامض الدهني منه فمثلاً:

- حامض الفورميك (Formica = النمل).
 - الإسينيك (Acetum = الخل).
 - البيوتريك (Butryrum = الزبدة).
- الكابر ويك، الكلبريليك، الكابريك (Capre = الماعز).
 - اللوريك (Laura = نبات الفار).
 - البالميتيك (Palma = النخيل).
 - الاستياريك (Steara = الشحم الحيواني الداجن).
 - الأوليك (Oleum = زيت الزيتون).

 Υ - يستخدم الترقيم: α ، β ، γ ، β ، ψ (حسب الأبجدية الإغريفية) للدلالة على موضع التشعيب أو الاستبدال، وتعطى (α) لذرة الكربون رقم (γ) أو لذرة الكربون التي تلي مجموعة الكربوكسيل مباشرة.

$$\begin{tabular}{lll} δ & W & γ & β & α \\ $...$ & C-C-C-C-C-COH & C \\ \end{tabular}$$

مثال:

ب- التسمية طبقاً لنظام الايوباك:

يتبع في تسمية الأحماض الدهنية طبقاً لنظام الايوباك المتفق عليه في تسمية الهيدروكربونات سواء كانت الكانات أو الكينات كما يلي:

 ١- تعتبر السلسلة الأطول الحاملة لمجموعة الكربوكسيل هي الأصل الذي يشتق منها اسم الحامض فإذا كانت السلسلة مشبعة اشتق اسم الحامض من اسم الالكان الحاوي على نفس عدد نرات الكربون. وإذا كانت السلسلة غير مشبعة اشتق اسم الحامض من اسم الألكين الحاوي على نفس عدد ذرات الكربون وفيما يلي المقاطع الدالة على الأعداد لاستخدامها في اشتقاق الأسماء.

				•	
ر <u>المق</u> طأ	عدد فارات الكريون الكريون	الدائطع	القالية بن	القطع	ک عدد درات الکربون
Tetracont	٤٠	HePta	V	Un or Hen	1
Pentacont	٥.	Octa	٨	De	۲
Hexacont	٦.	Nona	٩	Tri	7"
Heptacont	٧.	Deca	١.	Tetra	£
Octacont	۸.	Eicos	٧,	Pents	0
		Tricont	۳,	Hexa	٦

- γ يبدأ بترقيم سلسلة الحامض من ذرة الكربون الكربوكسيلية فتعطى رقم (γ) ثم تعطى ذرة الكربون الملاصقة لمجموعة الكربوكسيل رقم (γ) وهكذا.
- ٣- يتم تحديد موقع (أو مواقع) الآصرة (أو الأواصر) المزدوجة أو أماكن
 الاستبدال أو التشعب باستخدام الأرقام المناسبة (العربية أو الهندية).
- ٤- في حالة الأحماض الدهنية غير المشبعة يسبق اسم الحامض مقطع (Cis)
 أو (Trans) للدلالة على نوع التشاكل الهندسي حول الآصرة
 (أو الأواصر) المزدوجة ويكرر هذا المقطع بمقدار عدد الأواصر.
- ه- تضاف كلمة حامض قبل كتابة الاسم (باللغة العربية) أو ينتهي الاسم
 بكلمة (Acid) في حالة كتابة الاسم باللغة الأجنبية.
- "-عندما يراد التعبير عن الحامض الدهني بالرموز بحيث يكون الرمز شاملاً
 لعدد ذرات الكربون وعدد الأواصر المزدوجة ومواضعها يتبع الآتي:

أ- إذا كان الترقيم من ناحية مجموعة الكربوكسيل (وهو الأوسع استخداماً ويوصي به الايوباك) فيكتب حرف (C) كبيراً على يمين أسفله رقماً ليدل على عدد ذرات الكربون ثم نقطتين (:) وبعد ذلك عدداً ليدل على عدد الأواصر المزدوجة ويكتب فوق هذا العدد أرقاماً لتدل على مواضع هذه الأواصر المزدوجة في السلسلة.

مثال: حامض اللينولنيك:

 CH_3 - CH_2 - C = C - CH_2 - C = C - CH_2 - C (CH_2) $_7$ - COOH Cis.cis.cis.9,12,15-Octadecatrienoic Acid (C_{18} : $3^{-9,12,15}$)

ب- أما إذا كان الترقيم من ناحية مجموعة الميثيل (-CH₃) فيكتب حرف (W) ويقرأ أوميغا قبل حرف (C)، ويوضع إلى يمين هذا الحرف أرقاماً لتدل على مواضع الأواصر المزدوجة، وفي مثال حامض اللينولنيك تكون:

 w_3 , 6, 9 C_{18} : 3

خواص الأحماض الدهنية:

الخواص الفيزيائية:

١- النوبان والرائحة:

- الأحماض الدهنية (C₉ C₄) ذات قوام زيتي، لها رائحة نفاذة كريهة
 تشبه رائحة زبدة الماعز المتزنخة، أو رائحة العرق، وهي قليلة
 الذوبان في الماء.
- ب- الأحماض الدهنية (C10 فما فوق) تكون صلبة شمعية الملمس، عديمة
 الرائحة، لا تذوب في الماء، ولكن تذوب بسيهولة في الكحول والإيثر.

٢- التطاير:

عند تقطير الأحماض الدهنية قصيرة السلسلة (C7 فما فوق) مع الماء فإنها تكون غير متطايرة ولكنها تتطاير بدون تكسير إذا قطرت تحت ضغط منخفض.

٣- درجة الاصهار:

- أ- تتغير درجة انصهار الأحماض الدهنية أو تتنبذب من حامض إلى
 حامض آخر يليه، فتكون درجة انصهار الحامض الزوجي أعلى من
 درجة انصهار الحامض الفردي الذي يسبقه والحامض الذي يليه في
 السلسلة.
- ب- للأحماض الكربوكسيلية درجات غليان أعلى من درجات غليان الكحولات المقابلة التي لها نفس عدد ذرات الكربون أو التي لها نفس الكتلة الجزيئية. فمثلاً درجة غليان حامض البروبانويك أعلى من درجة غليان عــ بروبانول (الحاوي على نفس عدد ذرات الكربون) وأعلى من درجة غليان عــ بيوتانول (نفس الكتلة الجزيئية):

CH₃ - CH₂ - CH₂ - COOH هامض البروبالويك مامض البروبالويك مامض البروبالويك مامض البروبالويك CH₃ - CH₂ - CH₂ - CH₂OH عـــ - بروباتول عـــ - بروباتول ۱۰ - MW

CH₃ - CH₂ - CH₂ - CH₂OH عــ - بيوناتول ما ۱۱۸ غـ عند ۱۱۸م

وقد دلت الدراسات بالأشعة تحت الحمراء على أن الكتل الجزيئية للأحماض الكربوكسيلية سواء كانت في الحالة البخارية أو السائلة أو المحلول في المذيبات غير القطبية بأنها ثنائية الجزيء نتيجة الأواصر الهيدروجينية. ج- تكون درجة انصبهار الأحماض الدهنية المشبعة أعلى من درجة انصبهار الأحماض الدهنية غير المشبعة ذات الكتلة الجزيئية المتقاربة. وكذلك تكون درجة انصبهار الحامض ذو الآصرة المزدوجة الواحدة أعلى من درجة انصبهار الحامض ذو الآصرتين، وهذا بدوره أعلى درجة انصبهار من الذي به ثلاثة أواصر مزدوجة وهكذا.

	ilizil i	العبيثة الجزينية	770	اسم الحامض	135
Margh	الجزينية	للحامض	الأوادس	الشائخ	أنراك
2			المزدوجة	:	الكربون
٧.	YAź	C ₁ ~H ₃₅ -COOH	مشبع	الاستياريك	1.4
17	7 / 7	C ₁₇ H ₃₃ -COOH	١	الأولييك	1.4
٥-	٧٨.	C ₁₇ H ₃₁ -COOH	7	اللينولييك	1 /
11-	YVY	C ₁₇ H ₂₉ -COOH	٣	اللينولنيك	1 /

د- في الأحماض الدهنية غير المشبعة توجد ظاهرة التشاكل الهندسي (التقطب) فمثلاً عند إضافة حامض النيتروز (HNO2) إلى حامض الأولييك فإنه يتحول إلى مركب صلب يسمى حامض الايلاديك الذي تكون درجة انصهاره: ١٥ص، والعلاقة بين حامض الأولييك والايلاديك هي علاقة تشاكل هندسي يكون فيها حامض الأولييك (Cis).

ولظاهرة التشاكل الهندسي في الأحماض الدهنية غير المشبعة أهمية حيوية خاصة فهي تقلل من درجات الانصبهار، حيث تمتد جزيئات الأحماض المشبعة في الدهون بطريقة خطية مما يسمح لسلاسل الجزيئات من الاقتراب من بعضها إلى أقصى حد مسموح به، وهذا الاقتراب يزيد من قوى التجانب المتبادل بينها مما يزيد من درجة اتصهارها، وكذلك تستطيع سلاسل جزيئات الأحماض غير المشبعة من نوع (Trans) أن تمتد بشكل خطي. أما الأحماض الدهنية غير المشبعة من نوع (Cis) فبسبب وجود انحناء أو انتثاء عند الآصرة (أو الأواصر) المزدوجة فإن ذلك لا يتيح لسلاسل الجزيئات من الاقتراب من بعضها البعض بشكل جيد وبذلك يعمل التشاكل الهندسي من نوع (Cis) على التقليل من درجات الانصهار.

حامض البالمبتبك

الخواص الكيميائية:

١ - التفاعل مع الفلزات:

عندما تتفاعل الأحماض الدهنية مع الفلزات النشيطة (وهي الفلزات التي تسبق الهيدروجين في السلسلة الكيروكيميانية) فإنها تكون الملح ويتصاعد غاز الهيدروجين، وعندما تكون عدد ذرات الكربون في الحامض الدهني أكبر من ست ذرات فإن الملح الصوديومي للحامض الدهني يسمى صابون:

 $2C_{11}H_{23}$ COOH + 2Na \longrightarrow $2C_{11}H_{23}$ COONa + H_2 لوریات الصودیوم

(صابون صلب)

٢- التفاعل مع القلويات:

إن الأحماض الدهنية تتعادل مع محاليل الفلزات القلوية وتكون الملح والماء، وعندما يكون عدد ذرات الكربون في الحامض الدهني أكبر من ست ذرات فإن الملح يكون صابوناً، وأملاح الصوديوم تعطي للأحماض الدهنية طويلة السلسلة الصابون الصلب، وفي حالة زيت الزيتون فإن الصابون الصلب

الذاتج يعرف باسم (الصابون النابلسي)، نسبة إلى مدينة نابلس أقدم مدينة صنعت الصابون الصلب، بينما تعطي أملاح البوتاسيوم للأحماض الدهنية طويلة السلسلة الصابون الطرى أو السائل: كالشامبو ومعجون الحلاقة.

 $C_{17}H_{33}$ COOH + NaOH \longrightarrow $C_{17}H_{33}$ COONa + H_2O $C_{17}H_{35}$ COOK + H_2O \longrightarrow $C_{17}H_{35}$ COOK + H_2O $C_{17}H_{35}$ $C_{17}H$

عند تسخين الأحماض الدهنية (المشبعة أو غير المشبعة) فإنها تتفاعل مع الكحولات بوجود حامض معدني (كحامض الكبريتيك المركز أو غاز HCl) مكونة الأستر والماء.

 أ- فعند تفاعل الأحماض الدهنية مع الكحولات عديدة الكربون أحادية الهيدروكمبيل يكون الأستر الناتج شمعاً:

 $C_{15}H_{31}$ COOH+ $C_{30}H_{61}OH$ \longrightarrow $C_{15}H_{31}COO$ $C_{30}H_{61}$ + $H_{2}O$ \to what is a plant with the part of th

عند تسخين أملاح الأحماض الدهنية الصوديومية مع الجير الصودي (NaOH . CaO) فإنها تتحلل مكونة الألكان (أو الألكين) وكربونات الصوديوم كما في المعادلة التالية:

٥- الاختزال (الهدرجة):

أ- اختزال الأحماض الدهنية المشبعة:

في الظروف العادية لا تقبل جميع الأحماض الدهنية المشبعة الاخترال ولكنها تعطي مركبات عند استمرار تسخينها بوجود الضغط والعوامل المحفزة على التفاعل، وهذه المركبات تعتمد على ظروف التجربة وكما يلى:

١- ينتج عن تفاعل الأحماض الدهنية المشبعة مع الهيدروجين بوجود النيكل
 المجزأ كعامل محفز وتحت تأثير ضغط مناسب الألكان المقابل:

$$C_{11}H_{23}COOH + 3H_2$$
 \longrightarrow $C_{12}H_{26} + 2H_2O$ دوديكان حامض اللوريك

٧- ينتج عن تفاعل الأحماض الدهنية المشبعة مع الهيدروجين بوجود الروثينيوم (Ru) أو النحاس كعامل محفز، وتحت تأثير حرارة وضغط مناسبين كحولات أولية، ويمكن الحصول على نفس النتيجة عند استخدام هيدريد الألمنيوم والليثيوم (LiAIH4) المذاب في الأيثر:

$$C_{17}H_{35}COOH + 2H_2 \longrightarrow C_{18}H_{37}OH + H_2O$$

 $C_{17}H_{35}COOH + 2H_2 \longrightarrow C_{18}H_{37}OH + H_2O$

٣- ينتج عن اخترال الأحماض الدهنية المشبعة عند استخدام الهيدروجين
 حديث التواد وبوجود عامل مساعد مثل البلاديوم الالدهايدات المقابلة:

$$C_{15}H_{31}COOH + 2(H)$$
 \rightarrow $C_{15}H_{51}-CHO + H_{2}O$ هکسادیکانال حامض البالمیتیك

ب- اختزال الأحماض الدهنية غير المشبعة:

على العكس من الأحماض الدهنية المشبعة فإن الأحماض الدهنية غير المشبعة تختزل بيسر وسهولة حيث تتحول إلى الأحماض الدهنية المشبعة أولاً، ثم تختزل بعد ذلك أما إلى الألدهايد أو الكحول أو الألكان حسب ظروف الاختزال والعامل المساعد:

$$C_{17}H_{33}$$
 - COOH + H_2 \longrightarrow $C_{17}H_{35}$ - COOH حامض الأستياريك حامض الأستياريك

٦- الهلجنة:

١ - الأحماض الدهنية المشبعة:

 I_2 , Br_2 , الأحماض الدهنية المشبعة بسهولة مع الهالوجينات (Cl_2 , F_2) بوجود كميات قليلة من الفسفور الأحمر، حيث تستبدل في هذا التفاعل ذرات الهيدروجين الموجودة على ذرة الكربون— ألغا (أو رقم Υ) بالهالوجين، ويسمى هذا التفاعل هل – فولهارد – زلسنكي، وهو تفاعل مميز لذرة كربون ألغا (سواء في الأحماض أو الألدهيدات أو الكيتونات) وله أهمية في اصطناع العديد من المركبات العضوية.

٢ -- الأحماض الدهنية غير المشبعة:

تتفاعل الأحماض الدهنية غير المشبعة (المذابة في رابع كاوريد الكربون) مع الهالوجينات بالإضافة، حيث يضاف الهالوجين إلى الآصرة (أو الأواصر) المزدوجة بسهولة، كما في تفاعل البود مع حامض الأولييك:

٧- الأكسدة:

$$CH_{3}\text{-}(CH_{2})_{7} - COOH + I_{2} \longrightarrow CH_{3}\text{-}(CH_{2})\text{-}CH\text{-}(CH_{2})_{7}\text{-}COOH$$

$$H$$

حامض ۹،۱۰ ثنائي يودو استياريك

حامض الاولبيك

إن جميع الأحماض الدهنية المشبعة لا تتأكسد بسهولة ولكن باستمر ار التسخين مع العوامل المؤكسدة فإنه تتأكسد فتعطي الماء وثاني أوكسيد الكربون ويمكن كتابة معادلة احتراق حامض البالميتيك كالآتى:

 $C_{15}H_{31}$ COOH + $3O_2$ → $16CO_2$ + $16H_2O.H$ = -9791 K J 4000 H = -9791 K J

وحسب هذه المعادلة يمكن استخدام الأحماض الدهنية في الحصول على الطاقة، والإضاءة (مصباح ذو الفتيل).

٢- الأحماض الدهنية غير المشبعة:

تتأكسد الأحماض الدهنية غير المشبعة بسهولة بالعوامل المؤكسدة اللطيفة مثل بيرمنغنات البوتاسيوم في الوسط القلوي (تجربة باير) حيث يتكون في المرحلة الأولى حامض دهني ثنائي الهيدروكسيل وباستمرار الأكسدة تتكسر السلسلة عند نرتي الكربون التي كانت بينهما الأصرة (أو الأواصر) المزدوجة، فينتج عنها حامضين دهنيين مشبعين، وفي هذه الطريقة يمكن تحديد مكان الأصرة (أو الأواصر) المزدوجة في الجزيء.

التشاكل الهندسي:

هو التشاكل الذي يختلف فيه المتشاكلان في طريقة الوضع الغراغي الاتجاهي للذرات فقط، وبما أنهما ليسا صورة مرآة ليعضهما البعض، فهما ليسا مماكبان، وإنما متقطبان، ويطلق على النقطب الذي ينتج عن الإعاقة الدورانية حول الإصرة المزدوجة اسم التشاكل الهندمي.

والتشاكل الهندسي ينشأ من الحاجة إلى ٢٩٣ كيلو جول من الطاقة من أجل تدوير المجموعات الذرية حول الآصرة المزدوجة بين ذرتي الكربون ونتيجة لهذه الإعاقة الدورانية حول الآصرة المزدوجة ينشأ متشاكلان ويكونان مستقرين كيميائياً.

ويتم تمييز الاختلاف الفراغي بين المتشاكلين الهندسيين بإضافة بادئة (Cis) إلى اسم المتشاكل الذي تكون فيه المجموعات الثقيلة في نفس الجهة (Cis = نفس الجهة)، أو بادئة (Trans) إذا كانت المجموعات الثقيلة مثلاً في جهتين متقابلتين من الأصرة المزدوجة (Trans = الجهة المقابلة).

ويشترط لحدوث التشاكل الهندسي ما يلي:

أ- وجود أصرة مزدوجة بين ذرتي كربون.

ب- عدم التطابق في المرآة.

ج- تشابه المجموعات حول ذرتي الكربون المرتبطئين بالآصرة المزدوجة
 أو وجود أربع مجموعات مختلفة في الكتلة الجزيئية.

ويكون التشاكل من نوع (Cis) إذا كانت المجموعات الثقيلة (أو الخفيفة) في جهة واحدة، ويكون التشاكل من نوع (Trans) إذا كانت المجموعات الثقيلة (أو الخفيفة) في جهتين مختلفتين من الأصرة المزدوجة.

الأحماض الدهنية الأساسية (الضرورية):

أظهرت الدراسات التي أجراها الباحثان ببير وزوجته في عام ١٩٢٩ على تغذية فئران التجارب بأطعمة خالية تماماً من الدهون ظهور الأعراض التالية عليها: جفاف الجلد، ظهور تقرن أو تحرشف الجلد، زيادة شرب الماء، التسارع في عمليات الأيض، زيادة معاملات التنفس، نقص الوزن، البيلة الدموية

الميل نحو العقم عند الذكور، وانخفاض التبويض عند الإناث، وانتهت التجربة بموت هذه الحيوانات.

وقد أطلق على مجموعة هذه الأعراض المنز امنة اسم أعراض ببير وتختفي هذه الأعراض بمرعة عند إعطاء هذه الغنران كميات قليلة من الدهون. ومن هذه الدهون: دهن الخنزير، زيت الزيتون، زيت الذرة، زيت بذرة الكتان، وقد توصل إلى أن هذا التأثير البيوكيميائي سببه الأحماض الدهنية لأن تتاول فيتامين E أو تتاول المولد التي لا تكون الصابون والمأخوذة من الدهون ليس لها قدرة على منع ظهور أعراض ببير، كما وجد أن الأحماض الدهنية المشبعة غير فعالة بينما الأحماض الدهنية عديدة عدم التشبع مثل حامضي اللينولييك واللينولنيك هي التي تسرع في عمليات الشفاء.

وقد أظهرت الأبحاث فيما بعد أن حامضي اللينولييك واللينولنيك هما الأساس في بناء الأحماض الدهنية غير المشبعة العليا عند الإنسان، ومن بين هذه الأحماض الدهنية غير المشبعة حامض الاراكيدونيك ($C_{19}H_{31}$ COOH) الذي يسبب نقصه إحداث مجموعة أعراض مرضية متزامنة ولذلك يعتبر من الأحماض الدهنية الأساسية للجسم.

ولجسم الإنسان القدرة على إنتاج حامض الاراكيدونيك بالتخليق بمساعدة فيتامين B₆ من حامضي اللينولييك والينولنيك.

إن الدهون أو الزيوت الحاوية على نسب عالية من الأحماض الدهنية الأساسية معظمها بباتي المصدر زيت الزيتون، زيت بذرة القطن، زيت الذرة، زيت الصويا، زيت بذور الكتان، زيت الفول السوداني، زيت بذور حب العزيز، زيت بذرة عباد الشمس بالإضافة إلى الزيوت المستخرجة من أكباد الأسماك وينسب أقل في الزيدة. وللأحماض الدهنية الأساسية عدة فعاليات ببرلوجية إذ تلعب دوراً مهماً في النمو، تزيد من الوزن، وتمثل خزان أيضي - أي زيادة الأبض فهي تشكل جزءاً من عمليات التنفس الحادثة في الميتوكوندريا، ويسبب نقصها انخفاضاً في الفسفرة التأكسدية وزيادة في درجة نشاط أنزيمات السيتوكروم أكسيديز، كما تقوم الأحماض الدهنية الأساسية بوظيفة حماية الكبد من التشمع

ويعتبر حامض الاراكيدونيك مهماً في بناء الأنسجة الجديدة ويسبب نقصه في الأغذية نقصاً في تراكم الأنسجة تحت الجلدية، ويكون مقدار النقص متاسباً طردياً مع معدل فعل حامض الاراكيدونيك من هذه الأنسجة إلى الأنسجة الدهنية.

والجدول التالي يبين أنواع الدهون والزيوت الشائعة الاستخدام ومحتواها من أنواع الأحماض الدهنية:

	الأرادي الأعارة المنافضة		The state of the s
			١- الزيوت النباتية
۲	٦	4.4	زيت جوز الهند
٨	۸.	1.7	زيت الزيتون
١.	50	10	زيت النخيل (الأحمر)
77	7.0	1.4	زيت الفول السوداتي
٤٣	£ 0	17"	زيت السمسم
٥٦	γ.	16	زيت الصويا
٥٧	YV	17	زيت الذرة
٧٢	1.4	1.	زيت عباد الشمس
٧٨	1.	14	زيت بذور العصفر
			٢- الدهون الصلبة:
٣	44	٥٨	الزيدة

موسوعة الكيمياء الشاملة

۳.	7 ±	المارجرين
٤٠	٥.	المارجرين المخصب بالأحماض الدهنية
		غير المشبعة
3.7	¥ £	الدهن المقصر
7.1	77	الدهن المقصر والمخصب بالأحماض
		الدهنية غير المشبعة
		٣- الشحوم الحيوانية:
£ 9.	£Λ	لحم اليقر الأمريكي
٥٧	2 .	لدم العجل
0.0	ź.	لحم الحمل
10	٥.	لحم الضأن
££	ź.	لحم أراتب المزرعة
٥.	4.7	لحم الدجاج
-	40	لحم السمك
		٤ - متفرقات
۳٥	71	بيض الدجاج
۳۸	٦.	الكاكاق والشوكولاته
	1. TV T1 19 19 19 10 10 10 10 10 10 1	2. 0. TY TE TY

الدهون والزيوت والشحوم:

تحتوي الدهون على الدهون المتعادلة حيث لا تظهر أي شحنة كهربائية جزئية على أي طرف من أطراف جزيئاتها، وهي من الدهون البسيطة المكونة من الكليسرول والأحماض الدهنية وتعتبر أهم وأوضح أنواع الدهون الموجودة في الطبيعة.

والدهون المتعادلة هي أسترات الأحماض الدهنية المختلفة مع الكليسرول أو أسترات الكليمرايل أو الكليمريدات الثلاثية، فالشحوم والدهون والزيوت

تمثلك ذات الخواص الكيميائية، والصيغة الكيميائية ذاتها، ولكنها تختلف في بعض الخواص الفيزيائية.

فالكليسريد الثلاثي يكون سائلاً في درجة حرارة الغرفة ويسمى زيناً، بينما يسمى دهناً إذا كان صلباً أو شبه صلب في درجة حرارة الغرفة، أما إذا كانت درجة انصهاره أعلى من ٥٠٥م ولا يمكن فرده بالسكين فيسمى شحماً.

التركيب الكيميائي والتسمية:

نتكون الدهون والزيوت والشحوم من الكليسرول وثلاثة جزيئات من الأحماض الدهنية التي ترتبط مع بعضها بواسطة أواصر استيرية، ويرمز لذرات كربون جزئ الكليسرول بالحروف (α, β, α) أو بالأرقام (γ, γ, r) وذلك بدءاً من الأعلى إلى الأسفل على الترتيب، ومن الجدير بالذكر أن الموقعين (α, α) أو (γ, α) لا يختلفان عن بعضهما البعض حيث أن انقلاب الجزيء لا يغير من هذين الموقعين.

وقد تكون مجموعات الاسيل الثلاثية (الشقات الحامضية) من نفس الحامض (متطابقة) أو مختلفة (اشقات حامضية مختلفة)، ولهذا السبب تكون الكليسريدات الثلاثية أما بسيطة (Simple) أو مختلطة (Mixed)، والأمثلة الثالية توضح ذلك:

CH₂O - CO - C₁₅H₃₁ CHO - CO - C₁₅H₃₁ CH₂O - CO - C₁₅H₃₁ ثلاثي بالميتات الجليسرايل (ثلاثي بالميتين) (Tripalmitin) CH₂O - CO - C₁₇H₃₅
CHO - CO - C₁₇H₃₅
CH₂O - CO - C₁₇H₃₅
ثلاثي أستيارات الجليسرايل
(ثلاثي أستيارين)
(Tristearin)

$$CH_2O$$
 - CO - $C_{17}H_{33}$
 CHO - CO - $C_{15}H_{31}$
 CH_2O - CO - $C_{17}H_{35}$
 $-\alpha$
 $-\alpha$

وتسمى الكليسريدات الثلاثية البسيطة بعد تغيير مقطع نهاية الاسم الشائع المحامض (ic) وبادئة (Tri) أو ثلاثي في بداية الاسم.

أما الجليسريدات الثلاثية المختلطة فتسمى طبقاً لأبجدية أسماء الأحماض الدهنية الشائعة المكونة للكليسريد بحيث يستبدل مقطع نهاية الاسم الشائع للحامضين الأوليين بالمقطع (O وهو الأكثر استخداماً أو المقطع (in) ويستبدل مقطع نهاية الاسم الشائع للحامض الثالث والأخير بالمقطع (in) ويسبق كل اسم حرف أو رقم ليدل على مكانه في جزيء الكليسرول.

ويعتبر الكليسريد الثلاثي مختلطاً إذا لحتوى على حامضين مختلفين كما في المثال التالي:

 $CH_{2}O - CO - C_{17}H_{37}$ $CHO - CO - C_{15}H_{31}$ $CH_{2}O - CO - C_{17}H_{31}$ $\alpha - CH_{2}O - CO - C_{17}H_{31}$ $\alpha - CH_{2}O - CO - C_{17}H_{31}$ $\alpha - CH_{2}O - CO - C_{17}H_{31}$

dipalmitin

 $\dot{C}HO$ - $\dot{C}O$ - $\dot{C}_{17}H_{33}$ $\dot{C}H_2O$ - $\dot{C}O$ - $\dot{C}_{17}H_{33}$ α β - α - α - Palmite β , α - diclein

CH2O - CO - C15H31

إن الكليسريدات الأحادية والثنائية هي استرات جزئية للكليسرول، ونادراً ما توجد في الدهون المتعادلة الطبيعية باستثناء حدوث تحلل جزئي للكليسريد الثلاثي، ويمكن تحضيرها صناعياً بكل سهولة، ولها استخدامات تجارية واسعة، فلها القدرة على تكوين واستقرار المستحلبات، وهي أحد مكونات الزبدة الصناعية المستخدمة في صناعة المعجنات حيث أنها تزيد من حجم الناتج وتحسن نعومته وتؤخر تلفه وفساده، وكذلك لها أهمية تكنولوجية كمواد وسيطة في صناعة الملابس الواقية من الماء وصناعة الراتنجات والدائن مثل البويات والوارنيشات.

التركيب البنائي للكليسريدات الثلاثية:

لا يعطي التركيب الكيميائي للكليسريد الثلاثي أي معلومات حول توزيع الأحماض الدهنية على المواقع المختلفة لجزيء الكليسرول، وهناك عدة نظريات حول هذا الموضوع منها:

أ- نظرية التوزيع العادل:

تفترض هذه النظرية بأن لكل حامض دهني فرصة متساوية أو عادلة لأن يتوزع على ذرات كربون جزيء الكليسرول، وذلك طبقاً لنسبة وجوده في الكليسريد الثلاثي أي أنه:

 ١- يكون الحامض الدهني متواجداً مرة واحدة في جزيء الكليسريد إذا كانت نسبته في المزيج لا تزيد عن ٣٥% (GAXY).

٣- يكون الحامض الدهني (A) متولجداً مرتبن في جزيء الكليسريد إذا
 كانت نسبته في المزيج محصورة ما بين ٣٥ - ٧٠% (GA₂X).

Y-2 يكون الحامض الدهني (A) متواجداً ثلاث مرات في جزيء الكليسريد إذا كانت نسبته في مزيج أكثر من Y-2 (Y-2)، وفي هذه الحالة يكون الكليسريد الثلاثي بسيطاً لاحتوائه على نوع واحد من الأحماض الدهنية، ونادراً ما توجد الكليسريدات البسيطة في الطبيعة، وهذه النظرية تنطبق بشكل كامل على دهون بذور الخضراوات ولكنها لا تنطبق على الدهون الحيوانية.

ب-- نظررية التوزيع العشوائي:

تفترض هذه النظرية عدم وجود قوى تؤثر على توزيع الأحماض الدهنية على مواقع جزيء الكليسرول إلا الصدفة وحدها فقط، وتفترض بأن التوزيع العشوائي للأحماض الدهنية على مواقع الكليسريد الثلاثية يحدث بشكل يجعل الكليسريد الثلاثي سائلاً عند درجة حرارة الجسم الاعتيادية، أي أن الكليسريد

الثلاثي يحتوي على خليط من الأحماض الدهنية قصيرة السلسلة أو غير مشبعة أو مشبعة بنسب معينة بحيث تبقى الكليسريد الثلاثي سائلاً عند درجة حرارة الجسم الاعتيادية.

وقد لوحظ في زيوت ودهون الخضر لوات أن الأحماض الدهنية المشبعة الموقع (β) تحتل الموقعين (α α) بينما تحتل الأحماض الدهنية غير المشبعة الموقع (β) وبذلك يكون توزيع الأحماض الدهنية بالشكل التالي: مشبع، غير مشبع، مشبع أو مشبع، غير مشبع، غير مشبع، ويشذ عن ذلك دهن الخنزير، حيث تحتل الأحماض الدهنية غير المشبعة الأطراف الخارجية (α α) لجزيء الكليسرول وتحتل الأحماض المشبعة الموقع (β).

ج- نظرية التوزيع العشوائي المقيدة:

بعد تطور طرق التحليل واستخدام إنزيمات تحلل متخصصة وجد أن الدهون المتعادلة تحيد بشكل كبير عن كلتا النظريتين العادلة والعشوائية، وتربط نظرية التوزيع العشوائي المقيدة توزيع الأحماض على جزي، الكليسرول بالبناء الحيوي الإنزيمي المتحكم به.

توجد الكليسريدات الثلاثية المختلطة على هيئة ثلاث متشاكلات لأن كل حامض دهني موجود في الكليسريد قد يشغل موقع رقم (١ أو ٢) في جزيء الكليسرول كما في أوليو بالميتو استيارين:

CH ₂ O - CO - C ₁₇ H ₃₃	CH ₂ O - CO - C ₁₅ H ₃₁	CH2O - CO - C15H31
CHO - CO - C ₁₅ H ₃₁	CHO - CO - C ₁₇ H ₃₃	CHO - CO - C ₁₇ H ₃₅
CH2O - CO - C17H35	CH2O - CO - C17H35	CH2O - CO - C17H33
α - أوليو - β - بالميتو	β - أوليو - α - بالميتو	α - أوثيو - α - بالميتو
α – استيارين I	α – استيارين II	β - استيارين ΙΙΙ

أما الكليسريدات الثلاثية المختلطة الحاوية على حامضين مختلفين فتتواجد على هيئة متشاكلين انتين فقط، وذلك لاحتمال كل حامض أن يشغل الموقع (β) مرة أخرى، مثال استيارو ثنائي بالمتين:

$$CH_2O$$
 - CO - $C_{15}H_{31}$
 CHO - CO - $C_{17}H_{35}$
 CH_2O - CO - $C_{18}H_{31}$
 CH_{30} - CO - $C_{18}H_{31}$
 CO - CO -

التكوين الحامضي للدهون المتعادلة:

يختلف التكوين الحامضي لأي دهن (لبيد) متعادل من دهن لآخر، فقد أمكن التعرف على حوالي (٢٠٠) نوعاً من الدهون الغذائية منها (٢٠٠) نوعاً من أصل نباتي، و (١٠٠) نوعاً مستخلصة من الحيوانات المائية، و (٨٠) نوعاً تم استخلاصها من الحيوانات البرية.

فالأحماض الدهنية ذات البناء المعقد توجد في الكائنات النباتية والحيوانية غير الراقية لأنها تؤدي وظائف حيوية هامة، بينما تكون في الكائنات الحية الراقية مسؤولة أساساً عن تكوين الخلايا الدهنية لكي يحافظ الجسم على درجة حرارته وكذلك تعتبر مخزناً للطاقة سهل الحصول عليه عند الحاجة.

أما اللبيدات ذات المصدر النباتي فتحتوي على أحماض دهنية ذات سلسلة طويلة تحتوي على ذرات كربون $C_{10} - C_{10}$ وغير مشبعة، كما تكون سائلة في درجة حرارة الغرفة (زيوت) وأهم الأحماض الدهنية في هذه اللبيدات

- حامض البالميتيك (مشبع).
- حامض الأولييك (يحتوي على آصرة مزدوجة واحدة).
- حامض اللينولييك (يحتوي على أصرتين مزدوجتين).
- حامض اللينوننيك (بحتوي على ثلاثة أواصر مزدوجة)، وزيت بذر الكتان يحتوى على جزء كبير من هذا الحامض.

وتحتوي اللبيدات المستخلصة من الحيوانات المائية على أحماض دهنية $(C_{16} - C_{24})$ ومنها:

- حامض الاراكيدونيك (C₁₉H₃₁ COOH).
- حامض الكلوبانودونيك (C₂₁H₂₃ COOH).

وهما حامضان لا يوجدان في الزيوت النباتية، ويكون الدهن المرسب في الكبد (في الحيوانات المائية).

أما في الحيوانات البرية فإن الدهون نتشابه في تركيبها الكيميائي كلما ارتقينا سلم التطور، فمثلاً تخلو دهون أو شحوم الثدييات تماماً من الأحماض الدهنية التي تحتوي جزيئاتها على أكثر من (٢٠) ذرة كربون، ولكن لبيداتها تحتوي على كميات كبيرة من حامض البالميتيك والاستياريك، فمثلاً حليب الأبقار ذو التركيب المعقد مكون من أحماض دهنية تتراوح ما بين البيوتريك (C₄).

مكونات المواد الدهنية:

تتكون الزيوت والدهون والشحوم الخام كما توجد في الطبيعة من المواد التالية:

١ – اللبيدات:

تشكل ٩٩% من المادة الدهنية، فالدهون والزيوت هي عبارة كليسريدات

ثلاثية مختلطة تحتوي على الكليسرول والأحماض الدهنية بمختلف أنواعها المشبعة وغير المشبعة، الحلقية، والهيدر وكسيلية.

٢- السترولات:

هي عبارة عن كحولات معقدة توجد في العديد من الزيوت والدهون النباتية والحيوانية، أما بهيئة حرة أو على هيئة استرات أحماض دهنية عالية السلسلة (مثل شمع اللانولين) يتم فصلها من هذه المصادر بالتحلل القلوي (استخدام هيدروكسيد البوتاسيوم الكحولية)، يتبعها الاستخلاص بالايثر أو الايثر البترولي، وتنتشر السترولات في الطبيعة على نطاق واسع، وتعتبر مكوناً أساسياً لجميع الخلايا الحية ما عدا البكتيريا.

٣- المكونات الصغرى:

تحتوي الدهون على تراكيز منخفضة من مواد صغرى لها أهمية حيوية، من بينها ما يعرف بالجزء غير المتصبن والمتكون من: الهيدروكربونات، سترولات الأحماض الدهنية العليا (الشموع مثل اللانولين)، الكاروتينيدات وأشباهها، الفيتامينات الذائبة في اللبيدات، الفوسفاتيدات، الأصباغ، مانعات التأكسد، الفازات واللافازات:

أ- الهيدروكربونات:

وهي موجودة في جميع أنواع اللبيدات أما على هيئة مشبعة أو غير مشبعة مع تغيير في نسبها، وأحد هذه الهيدروكربونات هو السكوالين $(C_{30}H_{50})$ حيث يشكل 0% من الجزء غير المتصبن في زيت الزيتون.

ب- الكحولات ذوات الكتل الجزينية العالية:

وهي موجودة بكميات متناهية في الصغر أما حرة أو على هيئة شموع، فبعض الزيوت مثل زيت الصويا يحتوي على كميات من الشمع المشتق من قشور البذور، ويحتوي زيت الزيتون على نسب منخفضة من هذه الكحولات العالية، ومن هذه الكحولات: كحول السيتايل ($C_{16}H_{33}OH$) وكحول الانيزيتول ($C_{6}H_{6}(OH)_{6}$).

ج- الفوسفاتيدات:

وهي موجودة في جميع الدهون الحيوانية وفي الزيوت النباتية قبل تصنيعها، ويعتمد محتوى الزيت منها على الأسلوب المتبع في استخراج الزيت فزيت الزيتون مثلاً يحتوي على كميات صغيرة من الفوسفاتيدات مثل الفوسفولبيدات (الليشين) والفوسفوانيزيتول (الفولبيدات المحتوية على كحول الاينزيتول) والكليكولبيدات.

والفوسفاتيدات تشكل الجزء الأساسي للصموغ (Gums) والبعض هذه الصموغ خاصية امتصاص الماء والترسيب، والبعض الآخر يترسب تحت تأثير الأملاح مثل كلوريد الصوديوم، أو فوسفات الصوديوم (Na₃PO₄) أو آثار من حامض معدني مثل حامض الهيدروكلوريك، أو النتريك، أو الفوسفوريك، وتذوب هذه المركبات في الهكسان مما يسبب أخطاء عند تقدير الزيت في البنور بطريقة الاستخلاص بالمذيبات.

د- الفيتامينات الذائبة في الدهون:

يوجد في الدهون الحيوانية فيتامين A- فالزبدة تحتوي على نسبة مقدارها (٥٠٠٠-٥٠٠٠ وحدة دولية/١٠٠٠غم) ويتغير ذلك حسب تغذية الماشية، وتوجد كميات صغيرة من هذا الفيتامين في لبيدات صفار البيض، وفي دهون الدجاج، ودهن لحم الخذزير، أما المصادر الرئيسية لفيتامين A- فهي زيوت كبد الأسماك وخاصة زيت كبد سمك القد.

وتحتوي الزيوت النباتية على كميات من طلائع فيتامين A - الكاروتينيدات، حيث يوجد الكاروتين بكميات لا بأس بها في زيت النخيل غير

المكرر، وتقل هذه النسبة في زيت بذرة الكتان واللفت، وتتعدم هذه النسبة في زيوت بذور الليمون والسمسم وجوز الهند.

ويحتوي زيت الزيتون البكر على فيتامين A وأشباه الكاروتينات بكميات تعتمد على المنطقة المزروع بها الزيتون، وأحياناً يكون الزيت غنياً بغيتامين A بحيث يمنع ظهور أعراض النقص في هذا الفيتامين.

أما فيتامين D- فيوجد في دهون الحيوانات فقط وخاصة زيوت أكباد السمك، فزيت سمك القد يحتوي على ١٠٠ وحدة دولية/غم، وقد تكون زيوت أكباد الأسماك الأخرى أغنى بهذا الفيتامين فمثلاً زيت كبد سمك التونا يحتوي على ٤٠٠٠٠ وحدة دولية/غم، أما زيت كبد سمك السيف (-Sword) فيحتوي على ١٠٠٠٠ وحدة دولية/غم، وتحتوي بعض الدهون الحيوانية على كميات قليلة، عدا البيض والزبدة، وتخلو الزيوت النباتية من المنامين D-.

وتحتوي الدهون المعدة للاستهلاك البشري على فيتامين (E) ألفا - توكوفيرول وهو على درجة عالية من الأهمية بسبب خواصه المانعة للتأكسد.

أما الدهون الحيوانية فتحتوي على كميات قليلة من فيتامين E - (أقل من ملغم/١٠٠عم، عدا البيض الذي يحتوي على ١٣ ملغم لكل ١٠٠غم)، أما الزيوت النباتية فتعتبر من المصادر الجيدة لهذا الفيتامين على الرغم من تغير محتواه في نفس الزيت ولكن من أماكن متفرقة.

وقد تم التعرف على ثمانية من التوكوفيرولات المختلفة والتي تعتبر أكثر انتشاراً هي: ألغا، بيتا، جاما، دلمتا، ونقل درجة نشاطها كفيتامينات من ألفا حتى تصبح ضعيفة في دلتا، وعلى النقيض فنشاطها كمانعات تأكسد تكون الصورة دلتا بالقمة ثم تقل من خلال جاما وبيتا وأخيراً ألفا، وهذا يفسر سرعة وسهولة تزنخ الدهون الحيوانية.

إن الزيوت الأغنى بالتوكوفيرولات هي تلك المستخلصة من الحبوب ومن أغناها زيوت الصويا، القطن، عباد الشمس، بذور الشاي، تليها الأقل غنى زيوت: الفول السوداني، السمسم والنخيل، وسبب هذه الفروق في كمية التوكوفيرولات هو المحتوى الكبير من الأحماض الدهنية غير المشبعة عديدة الأواصر المزدوجة، ولهذا السبب تختلف هذه الزيوت في درجات مقاومتها للتأكمد (أو التزنخ)، وبالتالي كبر أو صغر الحاجة لحمايتها من التأكمد، وتوجد التوكوفيرولات في حالة زيوت الحبوب والبذور على صور مختلفة وبكميات متنوعة بينما توجد في زيت الزيتون على صورة واحدة هي صورة ألفا، ومتوسط المحتوى في زيت الزيتون الطازج البكر يتراوح ما بين ١٠٠-٢٠٠ ملغم/كغم زيت، وتؤثر حالة حفظ ثمار الزيتون الذي يستخلص منه الزيت على محتوى التوكوفيرولات في المنتج المكرر.

ومن الأهمية البيولوجية وجوب وجود التوكوفيرولات فقد ثبت بأن نسبة التوكوفيرولات إلى الأحماض الدهنية عديدة الأواصر المزدوجة يجب أن تكون دائماً أعلى من ٢٩٠، ومن الأهمية الحيوية في تغذية الإنسان المحافظة على هذه النسبة، فالغذاء الحاوي على زيوت غنية بالأحماض الدهنية عديدة الأواصر المزدوجة يؤدي إلى ارتخاء بعض أجهزة الجسم وظهور أعراض نقص فيتامين E ويمكن القضاء على هذا التأثير عن طريق تناول الكميات المناسبة من ألفا – توكوفيرول.

جدول بمتوسط قيم ألفا - توكوفيرول إلى الأحماض الدهنية عديدة الأواصر المزدوجة (PUFA) في زيوت سنة بذور:

PUTA	مفيدع الأحماض الذهلية	الفا - توكوفيول	أسم الزيمة
*********	عديدة الأواصر البزيوجة	(نعي مُعَمَّ مِعْمَ (مِنْهُ) .	Ten storial
٠,٣،	۶γ	1 7 0	الصويا
.,	٧.	1	الفول السوداني
٠,٧٥	٤.	*	القطن
٠, ٤٠	٥٧	۲٥.	عباد الشمس
.,	٤٠	۲	الذرة
1,	۱۷	140	اللقت (الكولزا)
1,47	٨	١٥.	زيت الزيتون
			اليكر

إن الغذاء الغني بالأحماض الدهنية عديدة الأواصر المزدوجة يتطلب تناول كميات إضافية من فيتامين E (أنف – توكوفيرول) سواء عند الإنسان أو الحيوان، لأن الطعام الغني بالأحماض الدهنية عديدة الأواصر المزدوجة وبه نقص من فيتامين E – يعجل بشكل ملحوظ بالتنخر الحاد في الكبد، كما يؤدي إلى تلف الدماغ، وكذلك يعتمد ترسيب حامض اللينولييك في الخلايا الحمراء على توفر فيتامين E –.

وهناك علاقات ذات أهمية بين فيتامين -E والمحتوى اللبيدي للغذاء وهذه العلاقات تتتج من الأكسدة الذاتية للأحماض الدهنية عديدة الأواصر المزدوجة والتي تسبب نقص فيتامين -E المانع للتأكسد، والذي تتضمن أعراضه ما يلي:

١ – العقم.

٧-قلة مقاومة الكريات الحمراء للتحلل الدموي التأكسدي.

٣- الأنيميا وتحبيب وتخشن الخلايا.

٤- تلف العضلات.

موسوعة الكيمياء الشاملة

- ٥- اضطراب الجهاز العصبي المركزي وتلف الدماغ.
 - ٦- التنخر الكبدي.
 - ٧- تهيئة الجسم للإصابة بالأمراض.
- ٨ الأكسدة الذاتية وتلون الأنسجة الدهنية البنية وتلف فيتامين A -.
 - ٩- فقدان الصبغة في قواطع الأسنان عند القوارض.
 - · ١ التفسخ الكلي، والتفسخ الذاتي السريع للجئة بعد الوفاة.

ويحدث أثناء عمليات تكرير الزيت الكثيرة تلف تام المتوكوفيرولات اللواتي على صورة بينا، جاما، ودلتا، بينما لا يحدث أي تلف للصورة ألفا.

هـ- الصبغات الملونة:

وهي الكاروتين والكاروتينيدات وهذه الصبغات مسؤولة عن اللون الأصفر المحمر للكثير من الدهون والزيوت النباتية.

ويتميز زيت الزيتون بوجود صبغة الكلوروفيل فيه وهي الصبغة المميزة التي تعطيه لونه الأخضر وتختلف كمية هذه الصبغة طبقاً لعوامل بيولوجية وتكنولوجية تحفز الأيض، كما تحفز نمو الخلايا، وتثير تكوين الهيمو غلوبين كما تعجل من عمليات الشفاء عند المرضى.

و- مانعات التأكسد:

للدهون والزيوت الميل للتزنخ وذلك بعد تكوينها الهيدروبيروكسيدات نتيجة لتثبيت جزيئات الأوكسجين عند موقع ألفا من الآصرة المزدوجة (مجموعة CH₂) إذا ما حدث التأكسد وعند درجات الحرارة للعادية.

فالهيدروبيروكسيدات هي مركبات غير مستقرة سرعان ما تتحلل إلى الكيتونات والالدهيدات، وكلما كان الدهن أو الزيت محتوياً على أحماض دهنية عديدة الأواصر المزدوجة كلما كانت سرعة تزنخه أكبر.

وتحتوي الزيوت النباتية على مواد مانعة للتأكسد مثل التوكوفيرو لات، الفوسفاتيدات، الكاروتينات، فتوجد مادة السيسامول بكميات معقولة في زيت اللفت والسمسم، ومادة الجوسيبول الذي يوجد في زيت القطن، وتعتبر الجوسيبول مادة سامة فقد ثبت بالتجارب إن إعطائه للحيوانات يسبب لها فقدان الشهية، تورم المفاصل وأخيراً العمى.

أما صبغة الكلوروفيل التي كانت نقوم بعملية الأكسدة في الضوء فإنها تصبح مادة مساعدة لمنع التأكسد مع مانعات التأكسد وخاصة في الظلام.

ز- العناصر الحيوية:

يحتوي كل ۱۰۰غم من الزبدة على ٢٤ملغم فوسفور، ١٥ملغم كالسيوم، ١٦ملغم حديد، الملغم منغنيز وآثار من الكالسيوم.

ويوجد الخارصين في زيت كبد سمك القد، وزيت بذرة القطن، والغول السوداني، كما يوجد النحاس في زيت كبد سمك القد، والزبدة وكذلك المنغنيز يوجد بتراكيز عالية في زيت بذرة الكتان.

خواص اللبيدات المتعادلة:

الخواص الفيزيائية:

- إ- حديمة اللون والطعم والرائحة: وبالأخص الدهون والزيوت الطازجة ويرجع وجود أي لون أو طعم أو رائحة إلى وجود مواد أخرى متصلة بالدهن أو الزيت، فمثلاً اللون الأخضر في زيت الزيتون سببه صبغة الكلوروفيل.
- ٢- الوزن النوعي (الكثافة النسبية): جميع الدهون والزيوت لها كثافة نسبية
 أقل من الواحد الصحيح لذلك فهي أخف من الماء.

موسوعة الكيمياء الشاملة

٣- الذوبان: لا تذوب الزيوت أو الدهون في الماء ولكنها تذوب في مذيبات الدهون قليلة القطبية مثل: الأيثر، الكلوروفورم، البنزين، الكازولين.

٤- درجة الانصهار: ليس للزيوت أو الدهون درجات انصبهار محددة أو درجات تجمد محددة كونها خليط معقد من الكليسريدات الثلاثية ولكل منها درجة انصبهاره الخاصة.

الخواص الكيميائية:

١ - التحلل الحامضي:

نتحلل الدهون أو الزيوت بفعل بخار الماء داخل الأفران في درجات حرارة تبلغ ٢٢٠م وضغط مقداره ١٣-١٧ ضغط جوي، وبوجود عامل محفز مثل أوكسيد الكالسيوم.

٢ - التحلل القاعدى:

نتحلل الدهون أو الزيوت في الأوساط القاعدية مثل هيدروكسيدات الفازات القلوية (KOH, NaOH) وينتج الملح الصوديومي أو البوتاسيومي للحامض الدهني والكليسرول.

وتستعمل هذه العملية كثيراً في الصناعة لإنتاج الصابون.

٣- التطل الإنزيمي:

تتخلل الكليسريدات الثلاثية بفعل إنزيمات الليبيزات الموجودة في الأنسجة النباتية والحيوانية وينتج عن ذلك الكليسريدات الثنائية التي تتخلل إلى الكليسريدات الأحادية.

٤ - تأثير الحرارة:

لا تتأثر الدهون المتعادلة عند تسفينها بمعزل عن الهواء الجوي والأوكسجين لدرجة حرارة تتراوح ما بين (۲۰۰-۲۰۰م)، ولكن الزيوت الحاوية على أحماض عديدة الأواصر المزدوجة تتبلمر وتزداد لزوجتها،

وتستعمل هذه الطريقة صناعياً في تحضير الأصباغ أو المواد المانعة للمطر، وتسمى هذه العملية التجسيم.

٥- الهدرجة:

تصلب الزيت: تحتوي الدهون والزيوت على نسب مختلفة من الأحماض الدهنية غير المشبعة مما يقلل من درجة انصبهارها، وتؤدي هدرجة بعض الأواصر المزدوجة في بعض أنواع الزيوت إلى تصلبها (السمن الصناعي).

وتغير الهدرجة من الخواص الفيزيائية والكيميائية للزيت حيث أنها:

- تقلل من سرعة تزنخ الزيت.
- يفقد الدهن المهدر ج الأحماض الدهنية الأساسية.
- يفقد الدهن المهدرج الفيتامينات الذائبة في الدهون كفيتامين: A, D, E, K
 التزيخ:

بسبب حدوث تفاعلات في الدهون ينتج عنها أحماض قصيرة السلسلة والديهايدات وكيتونات متطايرة ذات رائحة كريهة، تكتسب الدهون هذه الرائحة ويتغير طعمها.

فعندما تتعرض الدهون والزبوت للهواء الجوي تحث تغيرات بسيطة خلال فترة زمنية تختلف باختلاف أنواع الزبوت أو الدهون، ويعتمد ذلك على نوع وكمية عدم التشبع ومحتوى الدهن أو الزيت من مانعات التأكسد الطبيعية، التي تستتزف قدرتها بمرور الزمن ويبدأ تسارع معدل تأكسد الأحماض غير المشبعة مسبباً التزنخ.

السترويدات:

هي مجموعة من المركبات المتشابهة في التركيب البنائي، تنتشر بشكل كبير في الخلايا الحية وتشمل الأقسام التالية:

موسوعة الكيمياء الشاملة

١- السترولات:

ومنها: الكوليستيرول، والأرجوستيرول.

وهي كحولات معقدة موجودة في العديد من الزيوت والدهون النباتية والحيوانية بصورة حرة أو بشكل أسترات لأحماض دهنية عالية.

وتنتشر الأسترولات في الطبيعة بشكل كبير وتعتبر من المكونات الأساسية لجميع الخلايا الحية باستثناء البكتيريا.

٢- أحماض الصفراء:

ومنها: حامض الكويك، الذي يعمل على تتشيط إنزيم الليبيز المساعد في هضم الدهون، ووجد في عصارة الصفراء والأمعاء.

۳- فیتامین D:

و هو ضروري في تكوين العظام ونموها وصلابتها، كما يتحكم في أيض الكالسيوم والفسفور.

3 -- بعض الهرمونات الجنسية:

مثل هرمون التستوستيرون الذي تفرزه الخصية.

٥- بعض هرمونات قشرة الكظر:

مثل: هرمون الدوستيرون الذي يعمل على تنظيم معدل الماء والأملاح في الجسم.

٣-- مسممات القلب:

مثل: الديجتالين (نباتي)، وهذه المسممات إذا كانت نسبتها قليلة فإنها تنشط عمل القلب، أما إذا كانت جرعاتها كبيرة فإنها تسبب توقف القلب.

٧- السابونينات:

ومنها: الديجيتونين الموجود في بذور نبات الديجيتالس بكثرة.

البروتينات:

وهي أكثر الجزيئات شيوعاً في الكانن الحي بعد الماء، وهي أعقد المركبات العضوية الموجودة في الخلية، وإحدى المكونات الأساسية للأغشية الخلوية والخلايا العضلية وأربطة المفاصل والأنسجة الضامة، إن جميع الإنزيمات ومعظم الهرمونات هي عبارة عن مركبات بروتينية، كما إنها مكون أساسي من مكونات الكروموسومات.

وتحتوي جميع البروتينات على أربع عناصر أساسية هي : الكربون (C)، الهيدروجين (H)، الأوكسجين (O) والنيتروجين (N).

وبعضها تحتوي زيادة على ذلك عناصر الكبريت والفسفور والحديد وعناصر أخرى مثل الهالوجينات.

وتأتي أهمية البروتينات من دورها الحيوي في الجسم، فهي تشكل نصف وزن الجسم الجاف، وترتبط بمعظم نشاطاته، إذ إنها تتواجد في الجلد والشعر وتؤمن له الحماية، كما توجد في العضلات للحركة، وفي العظام وفي الدم والأعصاب والأوتار وتساعده على الحركة والنقل، ولها دور مهم في تحفيز التفاعلات التي تزود الجسم بالطاقة ومواد النمو وتجديد الأنسجة وتوليد المناعة والمقاومة عند التعرض للإصابة ببعض الأمراض، كما توجد في العصارات الهضمية، والإنزيمات والهرمونات.

وتنقسم البروتينات بناءاً على الهيئة التركيبية إلى قسمين هما:

١ – البروتينات الليفية:

تظهر هذه البروتينات على شكل ألياف قوية عديمة الذوبان في الماء، ومن أمثلتها الكيراتين (بروتين الشعر)، ويروتين الأظافر والقرون والريش، والكولاجين.

٢ - البروتينات الحبيبية أو الكروية:

وهذا النوع من البروتينات يكون ذو شكل حبيبي أو كروي يتكون من سلاسل ببتيدية متعددة ملتفة حول بعضها البعض، وأغلب هذه البروتينات يذوب في الماء.

إن معظم الإنزيمات هي عبارة عن بروتينات كروية.

أما من الناحية الوظيفية فيمكن تصنف البروتينات إلى الأنواع التالية:

١ - بروتينات تركيبية:

وهي البروتينات التي تدخل في تركيب الخلايا أو الكائن الحي بشكل عام، ومن أمثلتها البروتينات الليفية، مثل الكولاجين في الغضاريف، أو بروتينات الشعر والأظافر.

٢ - يروتينات أيضية:

هذه البروتينات هي المسؤولة عن عمليات الأيض الخلوي بنوعيه البنائي أو الانتقاضي، مثل الإنزيمات التي تعمل على تحفيز التفاعلات خلال العمليات الأبضية.

٣ - بروتينات تنظيمية:

تقوم هذه البروتينات بتنظيم جميع العمليات الخلوية التي تحدث داخل الخلية، ومن أمثلة ذلك ما يقوم بتنظيم عملية الضغط الاسموزي، أو تنظيم عمل الجينات، ومن أوضح الأمثلة في هذا المجال الهرمونات المسؤولة عن تنظيم الوظائف الخلوية مثل هرمون الأسولين الذي ينظم تركيز السكر في الدم.

غ - بروتينات النقل:

وهي المسؤولة عن نقل المواد من والى الخلية، ومنها البروتينات التي تقوم بنقل المواد عبر غشاء الخلية مثل مضخة الصوديوم والبوتاسيوم، وهناك بروتينات تقوم بنقل بعض العناصر من مكان إلى آخر في جسم الكائن الحي مثل

بروتين الهيموغلوبين المسؤول عن نقل الأوكسجين وتحرير ثاني أوكسيد الكربون في الخلايا.

٥ - بروتينات التخزين:

هذه البروتينات تساهم في عملية تخزين بعض المركبات، مثل بروتين الفرتين المسؤول عن خزن الحديد في الطحال، وبروتين الكازين الذي يعمل على خزن الجديد في الحليب.

٣ - بروتينات الانقباض:

تعرف هذه المجموعة ببروتينات العضلات، مثل بروتين الأكتين والميوسين اللذان يعملان على انقباض العضلات.

٧ - بروتينات دفاعية:

وهي المسؤولة عن مهاجمة الأجسام الغريبة التي تدخل الجسم أو الخلية، ومن أمثلتها البروتينات المناعية مثل الأجسام المضادة.

٨ - يروتينات التعرف:

تقوم هذه البروتينات بالتعرف على المواد المرغوبة أو غير المرغوبة التي تحيط بالخلايا، وتعرف بمولدات المضادات، وعادة ما توجد على سطح الأغشية الخلوية.

وتتكون البروتينات من جزيبًات كبيرة يتكون كل منها من وحدات متكررة هي:

الأحماض الأمينية:

وهي الوحدات البنائية للبروتينات، وهي عبارة عن أحماض كاربوكسيلية حلت فيها مجموعة أمين أو أكثر محل ذرة أو أكثر من ذرات الهيدروجين المتصلة بذرة الكربون المجاورة لمجموعة الكاربوكسيل.

تعطى مجموعة الكاربوكسيل خواصاً حامضية للحامض العضوي،

وتعطي مجموعة الأمين خواصاً قاعدية للحامض، وتتحد الأحماض الأمينية مع بعضها البعض بالأصرة الببتيدية، بعد فقدان جزيئة ماء لكل نقطة التحام، وتتشأ الجزيئات العملاقة للبروتينات من التحام أعداد كبيرة من وحدات بنائية متغيرة هي الحوامض الأمينية، حيث ترتبط هذه الوحدات بأصرة الأمايد (أو الببتيد).

وترتبط مجموعة الكاربوكسيل في أحد الأحماض الأمينية مع مجموعة الأمين في الحامض الأميني الذي يليه مع فقدان جزيء واحد من الماء نتيجة لهذا التفاعل.



وتنشأ من الالتحام المتكرر والمتنوع والانتقائي ستة وعشرين حامض أميني يختلف الواحد عن الآخر باختلاف المجموعة R.

وينبع هذا الاختلاف من تفاصيل بناء المجموعة (R) فقد تحتوي المجموعة (R) على مجموعة كاربوكسيلية أخرى، ويسمى هذا النوع باسم الأحماض الأمينية الحامضية، أو قد تحتوي المجموعة (R) على مجموعة جوانيدو أو مجموعة أميدازول، ويسمى هذا النوع باسم الأحماض الأمينية.

الصيغة العامة للحامض الأميني:



ينتج عن ارتباط عدد من الأحماض الأمينية مع بعضها البعض جزيئاً

كبيراً يسمى متعدد الببتيدات، وكل نوع من البروتينات له عدد معين وترتيب معين ونوع (أو أنواع) معينة من الأحماض الأمينية، وهذه الأحماض تتحد مع بعضها البعض مع تغير عدد وترتيب هذه الأحماض معطية بذلك العدد اللانهائي من البروتينات في الكائن الحي.

تصنيف الأحماض الأمينية:

تصنف الأحماض الأمينية حسب مجموعات الأمين ومجموعات الكربوكسيل ومجموعة الألكيل إلى:

١ - الأحماض الأمينية الأليفاتية:

أ- الأحماض الأمينية المتعادلة.

ب- الأحماض الأمينية الحامضية.

ج- الأحماض الأمينية القاعدية.

٧ - الأحماض الأمينية الأروماتية.

٣- الأحماض الأمينية التي تحتوي على الكبريت.

خواص الأحماض الأمينية:

أولاً-المحواص الفيزيانية:

١ - مركبات صلبة متبلورة ذات لون أبيض.

٢-درجة انصهارها عالية (أعلى من ٢٠٠م).

٣- تذوب بدرجات متفاوتة في الماء والمذيبات القطبية، ولا تذوب في المذيبات غير القطبية كالإيثر والإيثر البترولي والبنزين.

تكون الملح الداخلي أو الأيون ثنائي القطب: ينشأ من انتقال بروتون من
 مجموعة الكاربوكسيل الحامضية إلى مجموعة الأمين القاعدية، وهذا
 الملح له تركيب أيوني يعرف بالأيون الهجين أو نائي القطب، وحسب

نظرية برونستد لوري للحوامض والقواعد، فإن المجموعة الحامضية لهذا الملح هي (*NH₃-)، والمجموعة القاعدية هي (*COO-).

٥-نقطة التعادل الكهربائي: إن الأيون ثنائي القطب لأي حامض أميني هو أيون متردد، أي له القدرة على فقدان أو اكتساب البروتونات، فعندما يضاف محلول قلوي (NaOH) إلى محلول الحامض الأميني المائي، فإن القاعدة الأقوى (OH) تزيل البروتون من أيون الأمونيوم، وتترك الأمين ذي القاعدة الضعيفة كما في المعادلة التالية:

 H_3N^+ -CH-COO + OH = H_2N -CH-COO + H_2O R

حامض ضعيف قاعدة ضعيفة قاعدة قوية حامض قوي وإذا أضيف حامض معدني مثل (HCl) إلى محلول الحامض الأميني المائي فالحامض الأقوى (H3O⁴) يعطي بروتوناً إلى أيون المجموعة الكاربوكسيلية ويحولها إلى حامض كاربوكسيلي ضعيف كما في المعادلة التالية:

قاعدة ضعيفة حامض ضعيف حامض قوي قاعدة قوية

ولكل حامض أميني رقم هيدروجيني محدد يكون للحامض الأميني فيه محصلة للشحنة تساوي صفر، وتعرف هذه القيمة للرقم الهيدروجيني (PH) بانها نقطة التعادل الكهربائي، وفي هذه النقطة يسلك المحلول سلوك المحلول غير الأيوني.

ثانياً -الخواص الكيميانية:

تقسم التفاعلات الأمينية إلى:

١- تفاعلات مجموعة الأمين:

وأهمها:

أ- تكوين الأملاح:

ينتج عن تفاعل الأحماض الأمينية مع الأحماض المعننية أملاح، وتكون المحاليل المائية لهذه الأملاح حامضية بسبب تعادل قاعدية مجموعة الأمين فتظهر صفات مجموعة الكاربوكسيل الحامضية.

ب- تفاعلات الألكيل:

يمكن للمجموعة الأمينية أن تتفاعل مع هاليدات الألكيل.

٢ - تقاعلات مجموعة الكاربوكسيل:

أ- تكوين الأملاح:

عند إضافة القلويات إلى الأحماض الأمينية فإنها تتفاعل مكونة ملحاً وماء.

ب- الأسترة:

تتفاعل الأحماض الأمينية مع الكحولات مكونة أستر الحامض الأميني والماء.

ج- الاختزال:

عند استخدام هيدريد الألمنيوم والليثيوم (LiAlH₄) مع الأحماض الأمينية فإنها تختزل إلى الكحولات الأمينية.

٣- تفاعلات مجموعة الأمين والكاربوكسيل معاً:

 أ- تتفاعل الأحماض الأمينية مع الننهيدرين بوجود الحرارة فينتج عنه متراكب أزرق اللون.

ب-تكوين ثنائي الأميد الدلخلي.

٤- تفاعلات مجموعة الألكيل أو الجذر (R):

وتعرف أيضاً باختبارات البروتينات:

أ- تفاعل ميللون:

عند تسخين البروتين مع كاشف ميللون (يحضر بإذابة الزئبق في حامض

النتريك المركز)، يتكون راسب أبيض اللون أول الأمر ثم يتحول إلى اللون الأحمر، وتكون نتيجة الاختبار موجبة إذا لحتوت البروتينات على الأحماض الأمينية.

ب- تفاعل فولين:

تتفاعل الأحماض الأمينية مع كاشف فولين معطية لوناً أحمراً، ويستخدم هذا التفاعل في الكشف عن وجود البروتينات وتقدير كميتها.

ج-اختبار روزنهايم:

تتفاعل البروتينات مع كلوريد الحديد بوجود الفورمالديهايد وحامض الكبريتيك، وينتج من هذا التفاعل تكوين حلقة أرجوانية.

الستبدات:

يحدث التحام بين مجموعة كاربوكسيل لأحد الأحماض الأمينية، ومجموعة أمين للحامض الأميني الآخر، ويفقد جزيء ماء لكل نقطة التحام ويسمى ناتج الالتحام ببنيد، وتسمى الآصرة بين الحامضين الأمينيين الملتحمين (-CO-NH-) آصرة الببئيد أو الأميد.

فالببنيد هو ناتج التحام حامضين أمينيين أو أكثر وذلك بارتباط مجموعة الكاربوكسيل في أحد الأحماض الأمينية مع مجموعة الأمين في الحامض الأميني الذي يليه مع فقدان جزيء واحد من الماء نتيجة لهذا التفاعل.

ويسمى المركب الناتج من التحام حامضين أمينيين الببتيد الثنائي، والمركب الناتج من أربعة أحماض أمينية الببتيد الثائثي، والناتج من أربعة أحماض أمينية الببتيد الرباعي، أما إذا زاد عدد الأحماض الأمينية المتحدث عشرة فيسمى عندئذ الببتيد المتعدد.

خواص الببتيدات:

١- تذوب في الماء والمحاليل الملحية.

٧ - لا تتكتل بالحرارة.

٣-نتكون من حامضين فأكثر من الأحماض الأمينية.

تصنيف البروتينات:

تقسم البروتينات إلى:

أولاً: البروتينات البسيطة:

وهي البروتينات التي تعطي عند تحللها أحماضاً أمينية فقط، وتقسم إلى: ١- الألبيومين:

وهو بروتين بسيط، يذوب في الماء ويتخثر بالحرارة، ويترسب بواسطة محلول كبريتات الأمونيوم المشبع $(NH_4)_2SO_4)$ ومنها: زلال البيض، زلال الدليب.

٧ - القلوبيولين:

وهو بروتين بسيط، قليل الذوبان في الماء، ويذوب في محاليل الأملاح المتعادلة مثل (كلوريد الصوديوم)، يتخثر بالحرارة، ويترسب بواسطة محلول كبريتات الأمونيوم نصف المشبع، ومنها: غلوبيولين مصل الدم، غلوبيولين البيض (المح).

٣- الغلوتلين:

هو بروتين بسيط، لا يذوب في المذيبات المتعادلة، ويذوب في محاليل الأحماض والقلويات، يتخثر بالحرارة ويوجد في الأنسجة النباتية.

٤ - البرولامين:

هو بروتين نباتي بسيط غني بحامض الكاوتاميك، لا يذوب في الماء النقي أو المذيبات المتعادلة، ويذوب في المحاليل المكونة من الحدول، ومنها: الجيلادين (من القمح) والزين (من الذرة).

٥- البروتامين:

هو عبارة عن ببتيد قاعدي قوي أبسط من أنواع البروتينات الأخر، يذوب

في الماء، وفي هيدروكسيد الأمونيوم، ويتفاعل مع الحوامض مكوناً أملاحاً ثابتة، ولهذا البروتين دوراً مهماً في انتقال الصفات الوراثية من خلية إلى أخرى، كذلك يلعب دوراً مهماً في نتظيم بعض التفاعلات الحيوية، ومنها: السلمين (من سمك السلمون).

٦- الهستون:

هو بروتين بسيط، ويعتبر من البروتينات القاعدية لاحتوائه على مقدار على من اللايسين، والأرجنين، والهستدين، يذوب في الماء ولا يذوب في محاليل الأمونيوم، يتخثر بالحرارة، ويوجد في نوى الخلايا (DNA) وفي الغدة الدرقية، ويلعب هذا البروتين دوراً مهما في انتقال الدمفات الوراثية من خلية إلى أخرى وكذلك في تنظيم بعض التفاعلات الحيوية.

٧- سكاروبروتين:

هو بروتين بسيط، لا يذوب في الماء أو المذيبات المتعادلة، ولا يمكن إذابته دون حدوث تغيراً كيميائياً له، وهو مقاوم لفعل المواد الكيميائية، لذلك لا يهضم هذا النوع من البروتينات مطلقاً، ويعتبر أساس المكونات العضوية للهيكل العظمي الحيواني، ومنها: الكيرانين (في الصوف والشعر والريش والقرون).

بعض البروتينات البسيطة:

١ – الميوسين:

يعتبر من البروتينات المهمة، ويوجد في العضلات.

٢- الفايبرينوجين:

يوجد في الدم، يتخثر بتأثير بعض الإنزيمات ويتحول إلى هيئة شبكة خيطية تدعى الفايبرين لا تذوب.

٣- الكيراتين:

وهو البرونين المكون للشعر والصوف والأظافر والقرون وغيرها.

٤ - الفيروين:

هو المكون الأساسي للجزء غير الذائب من الحرير.

تأتياً: البروتينات المركبة:

وهي البروتينات التي تعطي عند تطلها أحماضاً أمينية ومركبات عضوية أو غير عضوية، وتدعى هذه المجموعات بمجموعات الإضافة أو المجموعات الترقيعية، وتقسم إلى:

١ – النيوكلوبروتين:

يحتوي هذا المركب على جزيء أو أكثر من البروتينات المتحدة مع الأحماض النووية: DNA,RNA، ويوجد هذا المركب في أنوية الخلايا.

٢ - الجليكوبروتين:

هو مركب يحتوي على البروتين المتحد مع مادة أو مواد حاوية على كربوهيدرات، ومنها الميوسين.

٣- القسفويروتين:

هو البروتين الذي يكون فيه حامض الفسفوريك هو المجموعة الإضافية، ومنها: الكازيين (بروتين الحليب) والفيتالين (صفار البيض).

٤ - الكروموبروتين:

هو بروتين مرتبط بصبغات ملونة، ومنها: الهيموغلوبين والكلوروفيل.

٥- الليبويروتين:

هو برونتين يرتبط جزيء البروتين فيه مه ليبيد، ويوجد في المصل والأنسجة الدماغية والبيض.

ثالثاً: البروتينات المشتقة:

وهي البروتينات التي تتنج من تحال أو تخيب البروتينات البسيطة أو المركبة، ونقسم إلى:

١ - مشتقات بروتينية أولية:

تنتج من تغير في تركيب البروتين دون أن يتحلل، وتشمل:

أ- ميتابروتين: ينتج عن تخريب البروتين بالحوامض والقواعد، ومنها:
 الجيلاتين.

 بروتينات متخثرة: تتتج من تخريب البروتينات بالحرارة، ومنها: تخثر زلال البيض.

٧- مشتقات بروتينية ثانوية:

تتتج عن تحلل البروتين، وتشمل:

أ- البروتوزات.

ب- الببتونات.

ج- الببتيدات.

د- الأحماض الأمينية.

الخواص العامة للبروتينات:

١- هي عبارة عن جزيئات وزنها الجزيئي كبير.

٢–تكون محاليل غروية.

٣-غير قادرة على النفوذ من الأغشية شبه المنفذة بسبب كبر حجم جزيئاتها.

٤-هي مواد إمفوتيرية: تكون شحنة البروتين موجبة في الوسط الحامضي، لذلك تتجه إلى القطب السالب أثناء التحليل الكهربائي، وتكون شحنة البروتين سالبة في الوسط القاعدي فتتجه نحو القطب الموجب، وفي درجة حامضية معينة (PH) يحمل البروتين عداً متساو من الشحنات السالبة والموجبة، فيكون البروتين في هذه الحالة ثنائي القطب (أيون هجين)، وعند هذه الدرجة لا يتحرك البروتين في المجال الكهربائي، فتكون قابليته الذوبانية في حدها الأنني، اذلك فإن البروتين سيترسب.

٥- عملية المسخ (الدنترة): هي التغير في خواص البروتين الغيزيائية والكيميائية والبيولوجية عن حالته الطبيعية بدون تكسر للأواصر الببتيدية. فالتركيب ذو الأبعاد الثلاثة للبروتين يختلف ويتغير نتيجة لإزالة بعض أو معظم الأواصر بفعل عوامل كيميائية أو طبيعية معينة.

وعندما يكون الاختلال ضعيفا ولمدة قصيرة فان البروتين يمكن أن يعود إلى شكله الطبيعى بزوال المؤثر.

أما إذا كان المؤثر قوياً وطويل المدى فانه يستحيل رجوع البروتين إلى شكله الطبيعي، ويقال عليه في هذه الحالة انه متخثر أو متجلط، والمثال على ذلك زلال البيض عند تعرضه لحرارة عالية.

والعوامل المسببة للمسخ (الدنترة) هي:

- ١- عوامل طبيعية: كالحرارة المرتفعة، الضغط العالي، الطرد المركزي،
 التعرض للأشعة (السينية، الأشعة فوق البنفسجية)، الضغط الميكانيكي.
 - ٢- عوامل كيميائية: كالأحماض المعننية، المذيبات العضوية القلويات.

نتائج المسخ أو الدنترة على خصائص البروتين:

- ١ نقص قابلية ذوبان البروتين.
- ٣ زيادة لزوجة البروتين.
- ٣- نقص معدل انتشار البروتين خلال جدران الخلايا.
 - ٤- تفقد قابليتها على تكوين البلورات.
 - ٥- تصبح البروتينات سهلة الهضم.
- ٣- يفقد البروتين مزاياه حسب نوعه، فإذا كان إنزيماً أو هرموناً فإنه يفقد نشاطه.
- ٧- تتكسر الأواصر الهيدروجينية والكبريتية التي تربط السلاسل الببتيدية مع
 بعضها.

مستويات التركيب في البروتينات:

تتكون البروتينات من ارتباط الأحماض الأمينية ببعضها البعض بأواصر ببنيدية، ويميز عدد هذه الأحماض وطريقة ترابطها بالسلسلة الببتيدية البروتينات المختلفة، وهناك أربع تراكيب للبروتينات هى:

أ- التركيب الأولى:

اتحاد الأحماض الأمينية مع بعضها البعض بواسطة الروابط الببتيدية لتكوين الجزيء الأفقى من متعدد الببتيدات.

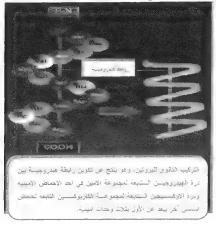


ب- التركيب الثانوي:

يكون للببتيدات ذات التركيب الأولى تركيباً ثانوياً، فالتركيب الثانوي هو شكل البروتين الناشئ عن أواصر هيدروجينية، وينتج هذا التركيب من ارتباط بين ذرة الهيدروجين التابعة لمجموعة الأمين في أحد الأحماض الأمينية وذرة الأوكسجين التابعة لمجموعة الكاربوكسيل التابعة لحامض أميني آخر بواسطة الأصرة الهيدروجينية. يبعد عن الأول بثلاث وحدات أمينية.



وتكرار الأواصر الهيدروجينية بهذه الطريقة يعطى للجزيء شكلا حازونباً، ويتخذ الشكل الحازوني المظهر الليفي، مثل بروتين الكولاجين المكون للألياف البيضاء، هذا النوع من البروتينات غير قابلة للذوبان في الماء مثل بروتينات الشعر والأظافر، ويؤدي الشكل الحلزوني إلى إعطاء شكلاً ذو أبعاد ثلاثة: طول وعرض وارتفاع.



ج- التركيب الثالثي:

يحدث للحلزون متعدد الببتيدات التقاف وانثناء حول نفسه عدة مرات في جميع الاتجاهات منتجاً بذلك جزيئاً بروتينياً نو شكل حبيبي، قابل للذوبان في الماء مثل بروتينات الإنزيمات.

ويشبه جزيء البروتين في هذه الحالة خيطاً طويلاً ملفوفاً على هيئة كرة، والجزيء البروتيني الحبيبي له ثلاث مستويات من النركيب: التركيب الأولى والتركيب الثانوي والتركيب الثالثي.



وهناك ثلاث أنواع رئيسية من الأواصر الكيميائية التي تؤدي إلى التركيب الثالثي للبروتين:

 اواصر هيدروجينية: تعمل على ربط أجزاء بعيدة أو قريبة من جزيء متعدد الببتيدات.

 او اصر أيونية: بين مجموعة كاربوكسيل حرة في أحد طرفي متعدد الببنيدات ومجموعة أمين حرة في الطرف الآخر المتعدد الببنيدات.

٣ - أواصر تنائي الكبريتيد: بين ذرتي الكبريت في حامضين أمينيين يبعدان
 عن بعضهما البعض بمسافة معينة.

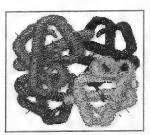
د- التركيب الرباعي:

اتحاد عدد معين من جزيئات متعدد الببتيدات المتشابهة أو المختلفة على هبئة حزمة.

والأواصر التي تعمل على ربط سلاسل متعدد الببتيدات مع بعضها البعض بهذه الطريقة هي نفس الأواصر الكيميائية التي سبق ذكرها.

ويتكون هرمون الأنسولين من سلسلتين مختلفتين من متعدد الببتيدات، يربطهما آصرتين من أواصر نتائي الكبريتيد فيهما ٥١ حامضاً أمينياً.

أما الهيمو غلوبين فيتكون من أربع سلاسل من متعدد الببتيدات.



ونَمر كل سلسلة بالمستويات الثلاث الأولى في تركيبها وعندما تتحد يظهر التركيب الرباعي للبروتين.

ويحدث التركيب الرباعي نتيجة لوجود أواصر بين أكثر من سلسلة واحدة، ولهذه المستويات الأربعة من التراكيب دوراً كبيراً في تحديد الخواص التابعة للبروتين، واختلاف البروتينات في خواصها منشأه الاختلاف في هذه المستويات الأربع.

الأحماض النووية:

من المركبات الأساسية التي تدخل في تكوين الكائن الحي، وهي عبارة عن تكاثف بلمرات ذات كتل جزيئية عالية جداً، تتكون جزيئاتها من وحدات بسيطة نوعاً ما، تسمى نيوكليوتيدات، وسميت بالأحماض النووية لوجودها بكثرة في النواة، وتوجد في نواة الخلية ذات النواة الحقيقية أو في سايتوبلازم الخلية ذات النواة الأولية.

أنواع الأحماض النووية:

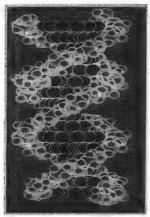
هناك نوعان من الأحماض النووية:

١- حامض الدي أوكسى رايبوز النووي (DNA):

يوجد في نواة الخلية حيث يكون مرتبطاً مع بروتينات من نوع خاص



تسمى الهستونات، ويعتبر من المكونات الأساسية للكروموسومات وهو يمثل المادة الوراثية لمعظم الكائنات الحية، والمادة الموجهة لعمليات انتقال الصفات الوراثية من الآباء للذرية، كما يوجد بكميات قليلة في الميتوكوندريا، ويسيطر تماماً على الخلية.



٢- الحامض الرايبوزي النووي (RNA):

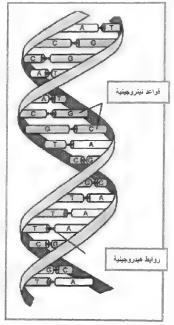
يوجد بشكل أساسي في السايتوبلازم وما يقارب ١٠% منه في النواة، وجزءاً قليلاً في الميتوكوندريا، مهمته اصطناع البروتينات، ويتحكم في عمليات الأيض (عمليات بناء وهدم وإخراج)، ويعتبر المادة الوراثية لبعض الفيروسات، ويوجد ثلاث أنواع من (RNA) وهي المرسال mRNA والناقل tRNA والناقل (DNA) في القيام بوظيفته.

إن الوحدة التركيبية في الأحماض النووية هي: النيوكليونيد.

وترتبط القواعد النتروجينية في كل سلسلة بواسطة أواصر هيدروجينية، ويتبع هذا الارتباط بين السلسلتين قاعدة خاصية الارتباط.

فيرتبط الثايمين (T) في أحد السلسلتين مع الأدنين (A) في السلسلة الأخرى.

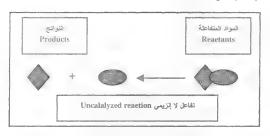
ويرتبط السايتوسين (C) مع الجوانين (G)، كما أن السلسلتين متعاكستين في اتجاههما.



جدول يوضح أهم الفروقات بين DNA و RNA:

RNA	DNA	موضوع المقارتة
النواة والسايتوبلارم	الثواة	وجوده
يساعد DNA في الوظيفة	المادة الوراثية ومكون للكروموسومات	الوظيفة
المرسلل (mRNA)، الناقل (tRNA) والرايبوزومي (rRNA)	ليس له أنواع	أنواعه
سكر الرابيوز	سكر الدي أوكسي رايبوز	السكر الخماسي
الأدينين – اليور اسيل الجوانين – السايتوسين	الأدينين - الثايمين الجواتين - السايتوسين	القواعد النيتروجينية
خيط واحد من متعدد النبوكليوتيدات	حلزون ثنائي سلسلتين من متعدد النيوكليوتيدات	الشكل

الفرق بين سكر الدي أوكسي رابيوزي والرابيوز هو أن الأول تفتقر فيه ذرة الكربون رقم ۲ إلى أوكسجين، ولذلك يسمى بمنزوع الأوكسجين حيث أن دي أوكسى تعنى نزع الأوكسجين.



وبعض الفيروسات التي يمثل (DNA) فيها المادة الوراثية، يوجد بها (DNA) على هيئة خيط واحد فقط من متعدد النيوكليوتيدات، وبعض الفيروسات

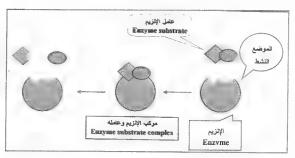


موسوعة الكيمياء الشاملة

التي يمثل (RNA) فيها المادة الورائية ويوجد بها (RNA) على هيئة خيطين من متعدد النيوكليوتيدات تتشابك مع بعضها البعض على هيئة حلزون ثنائي. الإنزيمات:

هي عوامل مساعدة بيولوجية في الكائنات الحية، تتكون من برونينات معظمها من النوع الحبيبي وبعضها ليفي، ويمكن أن يكون بروتين أو (RNA).

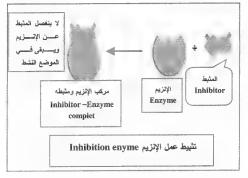
إن طبيعة سطح الإنزيمات يجعلها قابلة للتداخل مع الجزيئات المتفاعلة بحيث تثبت على سطح الإنزيم، ويسمى مكان اتصال الجزيئات المتفاعلة مع الإنزيم بالموضع النشط، ويتخصص الإنزيم في نوع معين من الجزيئات كمواد متفاعلة، وتسمى هذه الجزيئات "عامل الإنزيم".



تثبيط عمل الإنزيم:

- ارتباطه مع مادة مثبطة. (الشكل ٢٥)
 - درجات الحرارة المرتفعة.
- التأثر بالمواد الحامضية والقاعدية وكلها عوامل تساعد على تغير الشكل العام للبروتينات.

بعض الإنزيمات لا تعمل إلا في وجود جزئيات خاصة متحدة معها تسمى مرافق الإنزيم، وقد يكون المرافق الإنزيمي أحد الأيونات المعدنية البسيطة أو جزئيات عضوية معقدة، وفي جميع الأحوال هي مواد غير بروتينية.





الكيمياء الحرارية

علم الثرموداينمك:

هو العلم الذي يهتم بدراسة التغيرات في الطاقة المصاحبة للتحولات الفيزيائية والكيميائية، ونستدل منه ما إذا كان التغير أو التفاعل يحصل تلقائياً في الطبيعة أم لا.

الكيمياء الحرارية:

هي فرع من فروع علم الثرموداينمك يهتم بدراسة التغيرات الحرارية المصاحبة للتفاعلات الكيمائية، حيث:

١- أن عملية تكسر أواصر المواد المتفاعلة تعني إبعاد ذرتين بينهما قوى تجاذب فهي تحتاج طاقة (امتصاص)، وبالعكس فإن عملية تكوين أواصر المواد الناتجة تعني تجاذب ذرتين لذلك تتحرر طاقة (انبعاث)، وأن كمية الطاقة الممتصنة أو المنبعثة تختلف باختلاف الجزيئة.

H-H-CI-CI -> 2H-CI

٧- إن طاقة المواد الناتجة يمكن أن تكون أكبر أو أصغر من طاقة المواد المتفاعلة لذا نستتتج إن التغيرات الكيميائية تكون مصحوبة دائماً بتغيرات في الطاقة وأن التغير الكلي في الطاقة الناتج من تكسر أو تكوين الأواصر الكيميائية بعرف بطاقة التفاعل أو الانثالبي.

الانثالبي (الانثالبية H):

هي صفة ترموديناميكية تمثل المحتوى الحراري للمادة حيث أن لكل مادة انثالبية خاصة مميزة لها، وتقاس الانثالبية بوحدة الجول أو الكيلو جول في حساباتنا.

التغير في الانثالبية (HA):

هو التغير الحراري المصاحب التفاعل ويمثل الفرق بين الانثالبية النهائية (المواد الناتجة ط)، أي أن:

ای آن: $H=H_{II}-H_{I}$ او $H=H_{p}-H_{R}$

التغير في الانثاليية ΔH = مجموع انثالبيات المواد الناتجة مجموع انثالبيات المواد المتفاعلة.

إن التغير في الانثالبية المصاحب للتفاعل الكيميائي يحسب عادة من قياس التغير في الحرارة الناتجة من حصول التفاعل الكيميائي عند إجراء ذلك التفاعل تحت الضغط الثابت $q_p = H = \Delta q_p$ التغير في الحرارة تحت الضغط الثابت.

أنواع التفاعلات من حيث تغير الطاقة:

- I I التفاعلات الباعثة للحرارة: وهي التفاعلات التي يصاحبها انبعاث حرارة والتي تكون فيها انثالبية النواتج أقل من انثالبية المتفاعلات فتكون قيمة $H\Delta$
- v = || T ||

ملاحظات:

 $I - I_0$ قيمة Δ H تعتمد على درجة الحرارة والضغط المسلط، وقد اتفق على أن تكون قياسات Δ H في الظروف القياسية وهي (ضغط جوي واحد ودرجة حرارة Δ أو Δ أو Δ أم أن Δ أن كما أن كم الطلقة) وفي هذه الحالة يرمز للتغير الانتالبي (Δ Δ Δ الم كانت الظروف غير Δ النظروف غير Δ الم الطروف غير قياسية فنذكر درجة الحرارة فغي Δ . • • أم يصبح الرمز (Δ Δ

موسوعة الكيمياء الشاملة

- Y تُذكر أطوار المواد وصور العنصر إن وجدت مثل (gra) للكرافيت و (dia) للماس، وعند مضاعفة عدد مولات المعادلة يجب مضاعفة حرارة التفاعل ($(H\Delta)$) وعند عكس المعادلة يجب عكس إشارة ($(H\Delta)$) الخاصة بها و هكذا.
- ٣- إن الإجراء الرياضي الذي يتخذ على المعادلات الكيميائية (والذي يحقق مطلوب السؤال) بجب أن يتخذ على قيم (A H) أيضاً.

مثال:

احسب كمية الحرارة التي تصاحب تحول مول واحد من سائل الماء إلى بخار مستعبناً بما يلى:

$$H_{2(g)}+O_2$$
 \longrightarrow $H_2O_{(I)}$ کیلر جول $H_{2(g)}+O_2$ \longrightarrow $H_2O_{(g)}$ کیلر جول $\Upsilon \pounds \Upsilon - = H \Delta$ الحل:

المطلوب تحول $H_2O_{(1)} \longrightarrow H_2O_{(g)}$ اذا نعكس المعادلة الأولى و $H_2O_{(g)}$ لم المعادلة الثانية.

$$H_2O_{(1)}$$
 $H_2+O_{2(g)}$ $H_2+O_{2(g)}$ $H_2O_{(g)}$ $H_2O_{(g)}$ $H_2O_{(g)}$ $H_2O_{(g)}$ $H_2O_{(g)}$ $H_2O_{(g)}$ $H_2O_{(g)}$ $H_2O_{(g)}$ $H_2O_{(g)}$ $H_2O_{(g)}$

المجموعة:

هي مفهوم يطلق على مادة أو أكثر تشغل حيزاً محدداً من الكون تعاني تغيراً فيزيائياً أو كميائياً.

دالة الحالة:

هي وصف الخواص لمجموعة في ظروف محددة لا يعتمد على تاريخ المجموعة أي ما سبق أن طرأ عليها من تغيرات أوصلتها إلى الحالة النهائية التي هي عليها، وتعتبر انثاليية أي مادة مثالاً لدالة الحالة، فعند انتقال المجموعة من حالتها الأولية إلى حالتها النهائية بسبب حصول تفاعل كيميائي مثلاً فإن التغير في دالة الحالة يعتمد فقط على قيمة هذه الدالة في الحالتين الأولية والنهائية، ولا يعتمد على الطريق الذي ملكته المجموعة للوصول إلى الحالة النهائية.

$$H_2 + O_2 \longrightarrow H_2O$$
 $\uparrow \land \uparrow - = H \triangle$

مثال (١):

عند تكوين مول واحد من سائل الماء من عناصره الأولية فإن تغيير الانثالبية كربية الماء وانثالبية العناصر المكونة له والذي يكون محدداً مهما كانت الطرق المستعملة لتحضير الماء (بالحرق أو بالشرارة الكهربائية) ومهما كان مصدر الحصول على H_2 , O_2 .

مثال (٢):

عند ارتفاع درجة الحرارة لمادة ما ١٠م قد يحصل من إضافة طاقة كهربائية أو شمسية أو ميكانيكية أو كيميائية فالنتيجة واحدة هي أن درجة الحرارة ارتفعت ١٠ درجات مهما كان نوع الطاقة المستعملة (فهي دالة للحالة) ومن أمثلتها (الضغط والحجم الانثروبي).

أنواع التغير الانثالبي H Δ:

- الثالبية التكوين △ H_f: وهي التغير في الانثالبية المصاحب لتكوين مول
 واحد من مركب من عناصره الأولية.
- 4 انثالبية التكوين القياسية 4 6 : وهي التغير في الانثالبية المصاحب لتكوين مول واحد من مركب من عناصره الأولية في ظروف قياسية.

ملاحظات:

(أ) تم الاتفاق عالمياً على أن تكون قيم انثالبي التكوين القياسي للعنصر
 الحر - صفر على أن يكون في حالته الاعتبادية المستقرة.

موسوعة الكيمياء الشاملة

- (\mathbf{p}) إذا كان للعنصر عدة صور فإن الصورة الأكثر استقراراً (وهي الأقل طاقة أو الأكثر ثباتاً) فتكون قيمة \mathbf{H}^0 لها = صفر. ومن المعلوم أن الكرافيت أثبت من الماس، والكبريت المعيني أثبت من الكبريت المنشوري، لذا فإن \mathbf{H}^0 للكرافيت = صفر، وللكبريت المعيني = صفر.
- (ج) حرارة التفاعل = ΔH_f^0 لمول واحد من المركب الناتج من تفاعل عناصره الأولية بصورها الأكثر استقراراً إذا كان لها صور.

۱- حرارة (اتثالبية) الاحتراق A وH:

هي التغير في الانثالبية (الحرارة) المصاحبة لإحراق مول واحد من المادة مع كمية كافية من الأوكسجين.

أهميتها:

ا - ايجاد $\Phi_{\,{}_{\! f}}^{0}$ لأي مادة والتي لا يمكن ايجادها من عناصرها الأولية.

٢- معرفة القيمة الحرارية لكثير من المواد الغذائية والوقودية.

 \mathbf{H}^{0} درارة (انثالبية) الاحتراق القياسية \mathbf{H}^{0} :

وهي التغير في الانتالبية المنبعث من التفاعل الكلي لمول واحد من المادة مع كمية كافية من الأوكسجين في ظروف قياسية.

مثال (١):

احسب:

١ حرارة الاحتراق القياسية للحديد.

 $^{-7}$ حرارة التكوين القياسية لأوكسيد الحديديك من انثالبية النفاعل التالي: $^{-8}$

الحل:

١- يجب الحصول على مول واحد من الحديد.



Fe2O3 مول واحد من Fe2O3

ث کیلو جول/مول نقسم علی
$$111 = \frac{1711 + 1}{2} = \text{Fe} \ _-\text{H}^0 e \Delta$$

$$\text{Fe} + O_2 \xrightarrow{} \text{Fe}_2\text{O}_3$$

$$\text{Fe} + O_2 \xrightarrow{} \frac{17111 - 1}{2} = \text{Fe}_3 - \text{H}^0 e \Delta$$

Y کیلو جول/مول نقسم علی Y = FeO₃ \longrightarrow Fe₂O₃ \longrightarrow Fe₂O₃

مثال (۲):

علل: للتفاعل الآتي:

 $C_{gra} + O_{2(g)} \longrightarrow CO_{2(g)}$

تحت نفس الظروف تكون القيمة العددية لحرارة التفاعل هي نفسها لكل من: (١) حرارة تكوين CO₂ ، (٢) حرارة احتراق الكرافيت.

الحل:

- (۱) ⊕ حرارة هذا التفاعل تصاحب تكوين مول واحد من CO₂ من عناصره الأولية في صورتها المستقرة (الثابتة)
 - .. يمكن اعتبار ها حرارة التكوين CO2
- (٢) .. حرارة هذا التفاعل تصاحب احتراق مول واحد من الكرافيت احتراقاً تاماً في الأوكسجين.
 - . يمكن اعتبارها حرارة احتراق الكرافيت أيضاً.
 - ٣- حرارة (انثالبية) التفاعل القياسية △ Hor:

وهي التغيير الحراري المصاحب للتقاعل ويمثل الفرق بين مجموع انثالبيات التكوين القياسية للنواتج ومجموع انثالبيات التكوين القياسية للمتفاعلات.

طرق قياس حرارة التفاعل:

١-بالطريقة المباشرة: باستعمال المسعر الحراري.

٣-بالطرق غير المباشرة: وهي:

أ- باستعمال جداول الانثالبيات.

ب- من قوانين الكيمياء الحرارية.

ج- من طاقات الأو اصر.

أ- طريقة جداول الانتالبيات:

باستعمال القانون:

 $\Phi_{\rm r}^0$ للنوائج مجموع $\Phi_{\rm r}^0$ للنوائج مجموع $\Phi_{\rm r}^0$ للمتفاعلات.

 $H_{r}\Delta = H_{c}\Delta = H_{c}\Delta$ اذا كان التفاعل من نوع احتراق لمول واحد من المادة المحترقة في كمية وافية من الأوكسجين.

Y-إن نواتج تفاعلات الاحتراق التام للمركبات العضوية المنكونة من (O, H, C) في من (H, C)

مثال (١):

احسب انثالبية الاحتراق القياسية $\Phi_{\rm c}^0$ الخاز الإيثان C_2H_6 إذا علمت أن انثالبية التكوين القياسية مقدرة (كيلو جول 'مول) المزيثان = Λ

. ۲۸۰,۸- = H_2O ول $T۹۳,٥- = CO_2$ ول

الحل:

نكتب معادلة الاحتراق المتوازنة

ن $\Delta = H^0_e$ لأن التفاعل احتراق مول واحد H^0_r

 $\Phi_{\,_{
m f}}^{\,0} \Delta$ مجموع $\Phi_{\,_{
m f}}^{\,0} \Delta$ للمتفاعلات $H^0_{\,_{
m f}} \Delta$

 $= (-0.04, V^{-} - (-0.14, V^{-})) - (-0.14, V^{-})$ ($-0.14, V^{-} - (-0.14, V^{-}) - (-0.14, V^{-})$) $= -0.14, V^{-} - (-0.14, V^{-}) + V^{-} + (-0.14, V^{-})$

مثال (٢):

احسب انثالبیة النکوین القیاسیة لکحول المثیل CH_3OH إذا علمت أن حرارة احتراق الکحول = -7.02 کیلوجول 1مول وأن 10° $10^$

الحل:

نوازن المعادلة $H^0_{\,\, r} \Delta = H^0_{\,\, c} \Delta$ الأن المحترق مول واحد، $\begin{array}{cccc} {\rm CH_3OH} + {\rm O_2} & \longrightarrow {\rm CO_2} & + \ 2{\rm H_2O} \\ & \longrightarrow {\rm CO_2} & + \ 2{\rm H_2O} \\ & \longrightarrow {\rm TYXAO,A-} \\ \end{array}$ $\begin{array}{cccc} {\rm TYXAO,A-} & & \\ & \longrightarrow {\rm CO_2} & + \ 2{\rm H_2O} \\ & \longrightarrow {\rm TYXAO,A-} \\ & \longrightarrow {\rm TYAO,A-} \\ \end{array}$ $\begin{array}{ccccc} {\rm H^0_{\,\, r} \Delta} & & \\ & \longrightarrow {\rm TYAO,A-} \\ & \longrightarrow {\rm TYAO,A-}$

 $H^0_{f}\Delta$ للكحول. $H^0_{f}\Delta$ للكحول.

مثال (٣):

وجد أن انثالبية التفاعل القياسية للتفاعل الآتي:

 $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \longrightarrow 2NH_{3(g)}$

تساوي ٩٢,٤ كيلوجول، احسب انثالبية التكوين القياسية لغاز الأمونيا.

الحل:

الطريقة الأولى:

⊕انثالبية التكوين تصاحب مول واحد من المركب من عناصره الأولية،

لذلك نقسم على ٢ فنحصل على:

 H_{f}^{0} للأمونيا = - ۲/۹۲,٤ = کیلوجول /أمونیا H_{f}^{0} $M_{2} + 3/2H_{2}$

الطريقة الثانية:

باستعمال طريقة جداول الانتالبيات:

 N_2 + $3H_2$ \longrightarrow $2NH_3$ \longrightarrow $H^0_f\Delta$ مجموع للمتفاعلات $H^0_f\Delta$ عصفر صفر

مثال (٤):

$$C_2H_5OH_{(1)} + O_{2(g)}$$
 \longrightarrow $CH_3CHO_4 + H_2O_{(1)}$

 Δ ۱۳۶۷ کیلوجول: $H^0 \Delta$

$$C_2H_5OH_{(1)} + 3O_{2(g)} \longrightarrow 2CO_{2(g)} + 3H_2O_{(1)}$$

. ۲۸٦ – CO_2 الآتية: Δ الآتية مستفيداً من المعلومات الآتية الآتية

ول ۱۹٤ = CH3CHO کيلوجول/مول.

الحل:

 $\Phi_{\rm r}^0 = \Lambda$ مجموع $\Phi_{\rm r}^0 H$ المتفاعلات

$$C_2H_5OH + 3O_2 \longrightarrow 2CO_2 + 3H_2O$$

-۲۸۲×۳ -٥,۳۹۳×۲ صفر×۳ س

$$(صفر + س)$$
 (صفر + س)) (صفر + س))

ن س = -700 کیلوجول ۱مول H^0 مول کے H^0 والتی تستعمل فی ..

المعادلة الأولى لحساب حرارة التفاعل لها.

 $H^0_{r}\Delta$ النواتج مجموع $H^0_{r}\Delta$ النواتج مجموع $H^0_{r}\Delta$ النواتج مجموع $H^0_{r}\Delta$ النواتج $H^0_{r}\Delta$

-۲۸۲ –۱۹۶ صفر –۲۷۸

 $\Delta_{\rm r} = \{-7.77 + (-19.7)\}$ (صفر + (-۲۷۲)} = -7.7 کیلوجول مثال (۵):

احسب Φ_1^0 السائل Φ_2^0 من المعادلات الآتية:

$$CS_{2(1)} + 3O_{2(g)}$$
 \longrightarrow $CO_2 + 2SO_{2(g)}$ \longrightarrow $CO_{2(g)}$ \longrightarrow $CO_{2(g)}$

ینے، SO_{2(e)} → SO_{2(e)}

بدرجة حرارية معينة علماً إن لنثالبيات الاحتراق كانت على التوالي (-١٠٧٣،٥

و ۳۹۳٫۵ و ۲۹٦٫۱) کیلوجول امول.

الحل:

مثال (٦):

$$1.70^\circ - H^0_c \Delta$$
 CS_2 نستعمل المعادلة الأولى الحاوية على $CS_2 + 3O_2 \longrightarrow CO_2 + 2SO_2$ $\longrightarrow CX197,1 \longrightarrow CX197,1$

جد انثالبية التكوين القياسية لأوكسيد الحديدبك:

نحسب ${\rm Al}_2{\rm O}_3$ لـ ${\rm Al}_2{\rm O}_3$ من المعادلة الأولى بالقسمة على ٢ للحصول على مول واحد منه، ونعكس المعادلة أيضاً كي ينتج مول واحد من تفاعل عناصره الأولية، كما يمكن الحصول على ${\rm Al}_2{\rm O}_3$ للستعمال طريقة جداول الانثالييات على المعادلة الأولى فنحصل على نفس النتيجة:

 Al_2O_3 $\Box H^0_f \Delta$ کیلوجول Al_2O_3 $\Box H^0_f \Delta$ کیلوجول Al_2O_3 $\Box H^0_f \Delta$ مجموع Al_2O_3 $\Box H^0_f \Delta$ کار جائیں Al_2O_3 $\Box H^0_f \Delta$ کار جائیں $\Box H^0_f \Delta$ کیلوجول Al_2O_3 $\Box H^0_f \Delta$ کیلوجول Al_2O_3 $\Box H^0_f \Delta$ کیلوجول Al_2O_3

مثال (٧):

أختر من بين القوسين ما يناسب الفراغ: إذا كانت انثالبية التكوين القياسية للماء السائل = - ٢٨٦ كيلوجول امول فإن الانثالبية القياسية للتفاعل:

$$2H_{2(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2H_2O$$

مقدراً بالكيلوجول = .

(- ٢٨٢, + ٢٨٢, - ٢٧٥, + ٢٧٥, - 731, + 731)

الحل:

 $H^0_r \Delta$ مجموع $H^0_r \Delta$ المتفاعلات $H^0_r \Delta$ مجموع $H^0_r \Delta$ $2H_2 + O_2$ \longrightarrow $2H_2 O$ $\Upsilon \times \Upsilon \wedge \Upsilon -$

= -۲۸۲×۲ صفر = -۷۲ کیلوجول

ب- من قوانين الكيمياء الحرارية:

١ – قانون لابلاس:

إن كمية الحرارة الممتصة لنفكك مركب إلى عناصره الأولية تكون مساوية لكمية الحرارة المنبعثة عند تكوينه من تلك العناصر تحت نفس الظروف، أو بمعنى آخر إن حرارة تفكك مركب تساوي حرارة تكوينه ولكن بعكس الاشارة، مثل:

 $^{1-}$ حرارة تفكك 9 $^{$

٢ - قانون هيس:

إن الحرارة المنبعثة أو الممتصة في أي تفاعل كيميائي هي قيمة ثابتة في ظروف التفاعل الثابتة ولا تعتمد على عدد الخطوات التي يتم سلوكها للوصول إلى الناتج. △ Hالخطوة المباشرة = مجموع △ Hالخطوات غير المباشرة.

A
$$\rightarrow$$
 B \rightarrow C \rightarrow B \rightarrow C \rightarrow B \rightarrow C \rightarrow D \rightarrow C \rightarrow D \rightarrow C \rightarrow D \rightarrow C \rightarrow D \rightarrow

مثال (١):

احسب انثالبية تكوين CO من انثالبيات التفاعلات الآتية:

کیلوجول
$$\sim 1 \, \text{TAT} = H_1 \, \Delta$$

$$CO_{(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow CO_{2(g)}$$

يلوجول = –۳۹۳٫۵ کيلوجول Δ

$$C_{gra} + O_2 \longrightarrow CO_2$$

الحل:

الطريقة الأولى:

 Δ H للخطوة المباشرة = مجموع Δ H للخطوات غير المباشرة Δ

بطريقة قانون هيس: -٣٩٣,٥ = -٢٨٣ + س

.. س = - ۳۹۳,0 + ۳۸۳ = - ۱۱۰,0 - کیلوجول مول^۱

الطريقة الثانية:

الانثالبيات) $H_r\Delta$ للنواتج مجموع $H_r\Delta$ للمتفاعلات (جداول الانثالبيات)

$$(صفر + س)$$
 (۳۹۳,۵–) = ۲۸۳–

 $CO = H_{f}^{0} \Delta$.. m = -0.11

الطريقة الثالثة:

$$^{\text{W9P,O}}$$
 (۲) بطرح معادلة (۱) من معادلة (۱، با بطرح معادلة $^{\text{CO}}$ \rightarrow $^{\text{CO}}$ \rightarrow $^{\text{CO}}$ \rightarrow $^{\text{CO}}$ \rightarrow \rightarrow $^{\text{CO}}$

الطريقة الرابعة:

المطلوب إيجاد انثالبية التفاعل Δ Δ المطلوب إيجاد انثالبية التفاعل Δ Δ

 $C_{gra} + O_2 \longrightarrow CO_2$

لذا نعكس المعادلة الأولى ونجمعها مع الثانية فنحصل على:

1 H Δ = -٥,٠٠١ كيلوجول/مول"^١

مثال (٢):

SnO لل H^0 من المعادلات الآنية: احسب H^0 لـ H^0 الـ H^0 من منابع في ضوء قانون هيس ومن المعادلات الآنية: احسب H^0 منابع في ضوء قانون هيس ومن المعادلات الآنية:

$$\operatorname{Sn}_{(s)} + \operatorname{O}_2$$
 \longrightarrow $\operatorname{SnO}_{2(s)}$ $\operatorname{SnO}_{2(s)}$

$$2SnO_{(s)} + O_{2(s)} \longrightarrow 2SnO_2$$

الحل:

نقسم المعادلة الثانية على ٢ للحصول على مول واحد:

$$\operatorname{Sn} \xrightarrow{+1/2 \operatorname{O}_2} \operatorname{SnO} \xrightarrow{+1/2 \operatorname{O}_2} \operatorname{SnO}_2$$

 Δ Hلخطوة المباشرة = مجموع Δ H للخطوات غير المباشرة.

-140 = -0P7 + w,

∴ س = −۲۸٦ کیلوجول/مول

مثال (٣):

احسب انثالبية تكوين الميثان CH4 مستعيناً بما يلى:

 $C_{gra} + O_2$ کیلوجول ۳۹۳,۵- = $H \Delta$

 $H_{2(g)} + O_2 \longrightarrow H_2O$ کیلوجول ۲۸۰,۹ - = H Δ

الحل:

المطلوب Δ H للتفاعل $C_{gra} + 2H_2$ \longrightarrow CH_4 لذا نضرب المعادلة الثانية في ۲ ونعكس الثالثة ونجمعها مع الأولى:

 $C_{gra} + O_2 \longrightarrow CO_2$ الأولى $^{\circ}$ الأولى

 $H_{2(g)} + O_2 \longrightarrow H_2O$ کیلوجول ۲۸۵,۹ - = H Δ

بالجمع $CO_2 + 2H_2O \longrightarrow CH_4 + 2O_2$ معكوس الثالثة

يتكون مول واحد من عناصره الأولية $ext{$\Lambda^{0}_{
m f}$}$ للميثان

 $C_{gra} + 2H_2 \longrightarrow CO_2 \longrightarrow CH_4$ کیلر جول $\vee \xi, 9 - = H \Delta$ الطریقة الثانیة:

بطريقة جداول الانثالبيات:

ج- طاقة الآصرة:

وهي الطاقة اللازمة لكسرها وتكون قيمتها موجبة لأنها تحتاج إلى امتصاص حرارة أو ضوء، وهي تساوي طاقة تكوين نفس الأصرة ولكن بعكس الإشارة.

ملاحظات:

١- في الجزيئات ثنائية الذرة تعرف طاقة تكوين الأصرة على أنها: انثالبية تكوينها في الحالة الغازية من ذرات عناصرها في الحالة الغازية أيضاً، فمثلاً طاقة تكوين الأصرة التي تربط بين ذرتي البروم في جزيئة بخار البروم = انثالبية التفاعل التالى:

 $Br_{(g)} + Br_{(g)} \longrightarrow Br_{2(g)}$ كيلوجول.مول ' $Br_{2(g)} + Br_{(g)} + Br_{(g)}$ كيلوجول.مول مول الأصرة تساوي انثلابية النفاعل التالي:

 $Br_{2(g)} \longrightarrow Br_{(g)} + Br_{(g)}$ کیلوجول مول ۱۹۳۰ = H Δ

- ٧- في الجزيئات متعددة الذرات تكون النتائج التي يمكن الحصول عليها باستخدام قيم طاقات الأواصر تقريبية، لأنه اعتبرت قيمة الطاقة اللازمة لكسر آصرة معينة في أي مركب كانت فيه هذه الأصرة متساوية القيمة بغض النظر عن طبيعة هذا المركب، فمثلاً طاقة كسر آصرة O-H في الماء H-O-H أو الكحول CH₃O-H تفترض ثابتة القيمة في كافة الحسابات لذلك تكون النتائج التي يتم الحصول عليها من قيم طاقات الأواصر تقريبية.
- w قيم طاقات الأواصر تعرف المركبات والعناصر في حالاتها الغازية، لذلك يتطلب معرفة حرارة تبخير السوائل وحرارة تسامي الصلب H Δ اللتان تصنفان مع طاقات الأواصر المكسورة (امتصاصر حرارة).

٤- نستعين بالميزان الحراري:

Hr.Δ=مجموع طاقات الأواصر المنكونة+مجموع طاقات الأواصر المكسورة.

حيث $M_{\rm f} = H_{\rm f} \Delta$ الأولية.

مثال (١):

للتفاعل الغازي الآتي: $H_2+Cl_2 \longrightarrow H_2+Cl_1$ استعن بقيم طاقات الأواصر مقدرة (كيلوجول/مول)، $H_2+Cl_2 \longrightarrow H_2+Cl_3$ (H-Cl) ، $H_2+Cl_3 \longrightarrow H_3+Cl_4$ مقدرة (كيلوجول/مول)، $H_3+Cl_4 \longrightarrow H_3+Cl_4$ القياسية. (١) انثالبية التفاعل القياسية، (٢) انثالبية تكوين $H_3+Cl_4 \longrightarrow H_3+Cl_4$

الحل:

طاقات الأواصر المكسورة (+): ٢× (+) ماقات الأواصر المكسورة (+)

 Δ ,H=مجموع طاقات الأواصر المتكونة+مجموع طاقات الأواصر المكسورة.

= - ۲۷۹ + ۲۷۹ = + ۱۸۵ کیلوجول.

 $H_2 + Cl_2 \longrightarrow HCl$

(٢) الطريقة الأولى:

نعكس المعادلة ونقسمها على ٢

اــ HCl = -٥,٠٠ كيلوجول مول -

الطريقة الثانية:

 $^{1-}$ به المحلح 90,۲- $\frac{1 \wedge 0^{-}}{\gamma}$ - H_{0}^{0} Φ کیلوجول مول H_{2} + Cl_{2} صفر صفر H_{0}

نواتج مجموع $H_f \Delta$ متفاعلات $H_f \Delta$

+۱۸۵ = صفر ۲س

.. س = -٩٢,٥ كيلوجول مول⁻¹

مثال (٢):

احسب انثاليبة التفاعل الآتي:

 $C_2H_4 + HBr \longrightarrow C_2H_5Br$

مستعيناً بعلم طاقات الأواصر (كيلوجول/ امول) ((٢=٢) ، ٢١٥ (C-H) ، ٢١٥ (٢=٢) ، ٤١٥ (C-H) ، ٣٤٤ (C-C)

الحل:

٤١٥- C-H ٣٤٤- C-C

الأواصير المتكونة (-)

۲۹۹- C-Br المجموع

H_r ∀ = مجموع طاقات الأواصر المتكونة +مجموع طاقات الأواصر المكسورة.
 مثال (٣):

لحسب انثالبية (حرارة النكوين) القياسية لكحول الأثيل من قيم طاقات الأواصر (كيلوجول/مول):

الحل:

$$2C_{(g)} + 3H \quad H + O = O$$

H H

H - C - C - O - H

H H

H H

H H

مجموع طاقات الأواصر المتكونة+مجموع طاقات الأواصر المكسورة. = H^0, Δ + TVTV + TVTV + TVTV + TVTV

مثال(٤):

احسب حرارة تبخر الماء من معادلة التفاعل الآتية:

$$C_2H_{4(g)} + H_2O_{(1)} \longrightarrow C_2H_5OH_{(g)}$$

علماً أن $\dot{H}^0\Delta$ لهذا التفاعل (۱۳۰۰۰) جول وأن طاقات الأواصير (کیلوجول/مول) لـ (C=C) ، ۱۱۰۰ ولـ (C-C) ، ۳٤٤ ولـ (C-H) ، ولـ (C-C) ، ولـ (O-H) .

الحل:

$$\Delta = H_r^0 = \frac{1}{1 \cdots} = H_r^0$$
 کیلوجول.

$$H - C = C - H_{(g)} + H - O - H_{(1)}$$

$$H - C = C - O_{(g)} - H$$

$$H + H$$

موسوعة الكيمياء الشاملة

 $= \Delta H$ تبخر الماء أي امتصاص 23 كيلوجول.مول عند التبخر. مثال (ه):

اجسب طاقة أصرة
$$(H-H)$$
، $\Delta = -7$ كيلوجول $N_{3(g)} + 3H_{2(g)} \longrightarrow 2NH_{3(g)}$ مستعيناً بالمعادلة وبقيم طاقات الأواصر (كيلوجول.مول ($N\equiv N$) $M\equiv N$) . $M\equiv N$ ($M\equiv N$) . $M\equiv N$

الحل:

$$N \equiv N + 3H - H - H \longrightarrow 2N - H$$

$$H$$

طاقات الأواصر المتكونة طاقات الأواصر المكسورة الاسلام الاسلام الاسلام الاسلام الاسلام الاسلام الاسلام المكسورة الله المحموع = 131 + ٣٠٠ المحموع = 131 + ٣٠٠

$$\Lambda_{0}^{-} = \Lambda_{0}^{-} = \Lambda_{$$

-۲۶۱ = -۲س + م۸۲ - - ۲س = ۲۲۶

:. س = - ٤٦٣,٥ كيلوجول. امول طاقة آصرة (O-H)

الانتروبي "الانتروبية S ":

وهي دالة للحالة تمثل صفة اللاإنتظام أو العشوائية للمجموعة.

وتميل المجموعات بصورة عامة للتحول تلقائياً من حالة اللالنتظام إلى حالة الانتظام "باتجاه زبادة الانتروبية".

- تغير الانتروبي $\Delta S = \text{مجموع S}$ النواتج (الحالة النهائية) مجموع S المتفاعلات (الحالة الأولية)
- 1- إذا كان V انتظام النواتج أكبر من انتظام المتفاعلات فإن Δ كستكون موجبة فستنتقل المجموعة من الانتظام إلى اللاانتظام "زيادة في الانتروبية".
- $S \Delta = 1$ إذا كان لا انتظام النواتج أصغر من انتظام المتفاعلات فإن $S \Delta = 1$ ستكون سالبة فستتقل المجموعة من اللاانتظام إلى الانتظام "تقصان في الانتروبية".
- $S\Delta$ عند تحول الصلب إلى سائل ثم إلى غاز تزداد الانتروبية فتكون Δ (+) بسبب تحول المجموعة من الانتظام إلى اللاانتظام.
- 3- عند تحول الغاز إلى سائل ثم إلى صلب نقل الانتروبية فتكون △S(-)
 بسبب تحول المجموعة من اللاانتظام إلى الانتظام.
- o- عند تحول الصلب إلى الغاز دون المروز بالحالة السائلة (التسامي) تزداد الانتروبية فتكون $S\Delta$ (+) بسبب تحول المجموعة من الانتظام إلى اللانتظام.
- قد ذوبان صلب (كالملح) في ساتل كالماء تزداد الانتروبية \$\Delta S (+\)
 (من الانتظام إلى اللاانتظام) مثل:

$$NaCl_{(s)} \longrightarrow Na^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$$



موسوعة الكيمياء الشاملة

٧- عند زيادة عدد مولات الناتج بثبوت الحالة الفيزيائية تزداد الانتزوبية
 ۵ (+) (من الانتظام إلى اللالنتظام)، مثل:

 $N_2O_{4(g)} \longrightarrow 2NO_{2(g)}$

مند نقصان عدد مولات الناتج بثبوت الحالة الفيزيائية نقل الانتزوبية
 S (-) (من اللاانتظام إلى الانتظام) مثل:

 $2NO_{2(g)} \longrightarrow N_2O_{4(g)}$

9- عند زیادهٔ درجهٔ الحرارهٔ (بالنسخین) نزداد الانتروبیهٔ Δ (+) وبالعکس فان خفض درجهٔ الحرارهٔ (بالنبرید) نقل الانتروبیهٔ Δ (-).

القوة المسيرة للتفاعلات الكيميائية:

- ٢- كقاعدة عامة تكون نواتج العمليات الفيزيائية والكيميائية في أعلى حالة
 مسموحة من اللالنتظام وفي أقل مستوى للطاقة.
- بصورة عامة إن جميع التغيرات الفيزيائية والكيميائية التي تحصل تلقائياً تؤدي إلى حصول تغير نسبي في انتظام توزيع الجزيئات أو الذرات أو الأيونات في المجموعة (أو النظام) بالإضافة إلى التغير في الانثالبية.
- 3 _ يتضح إن هناك عاملين مسيرين للعمليات التلقائية في الطبيعة، فالانتألبية ليست هي العامل المسير للتفاعل و لا الانتروبية لوحدها بل كلاهما يعملان سوية لوحددا اتجاه العمليات في الطبيعة وبضمنها التفاعلات الكيميائية ومحصلة هذين العاملين يدعى الطاقة الحرة لكبس G أي أن G =H-T.S و أن G أي أن G -GI -GO.

الطاقة الحرة G: هي القوة المسيرة المعليات الطبيعية (التلق . وهي دالة المحالة تمثل محصلة عاملين هما الانثالبية والانتروبية.

- (أ) إذا كانت قيمة Δ Ω موجبة +) فإن Ω نواتج C متفاعلات، لذلك يكون التغير أو الثفاعل لا تلقائي.
- (ب) إذا كانت قيمة Δ G سالبة $\langle , |$ فإن G نواتج $\langle , |$ متفاعلات، لذلك يكون التغير أو التفاعل تلقائي (طبيعي).
- (ج) إذا كانت قيمة Δ G صفر (\cdot) فإن G نواتج G متفاعلات، لذلك يكون التغير أو التفاعل في حالة توازن.

معادلة كبس

هي علاقة تربط التغير في الطاقة الحرة $G\Delta$ مع التغير في الانثالبية $H\Delta$ والتغير في الانتروبية Δ في درجة الحرارة المطلقة الثابتة Δ ، حيث Δ = Δ

 $S\Delta'.T - H\Delta' - G\Delta'$ if $S.\Delta T H\Delta - G\Delta$ $.S\Delta.T - H\Delta - G\Delta$ if

التغير في الطاقة الحرة = التغير في الاثلابية - درجة المرارة المطلقة × السام في الانتروبية.

حالات التعرف على تلقائية التفاعل أو عدم تلقائيته:

في ضوء علاقة كبس هناك أربع حالات هي:

A = 1 اذا كان التفاعل ماصاً للحرارة A = H(+) ومستوى الانتروبية واطئ A = S(-) فإن: A = S(-) ستكون A = S(-) فيكون للتفاعل لا تلقائي دائماً وفي جميع درجات للحرارة (أي أن الحرارة لا تؤثر):

 $S \Delta \cdot T + H\Delta = G\Delta$

(+) (+) (+)



 $\Lambda = |\vec{r}|$ کان النفاعل باعثاً للحرارة $\Lambda = |\vec{r}|$ ومستوى الانتروبية عالمي $\Lambda = |\vec{r}|$ (+) فإن:

$S \Delta \cdot T \quad H\Delta = G\Delta$

- $^{\prime\prime}$ إذا كانت $^{\prime\prime}$ $^{\prime\prime}$ (+) ($^{\prime\prime}$ () (الانتقال من الانتظام إلى اللاإنتظام) فهناك احتمالين:
- (أ) إذا كانت Δ H> من Δ T. لمطلقة فإن Δ G ستكون (+) فيكون التفاعل لا تلقائي، ولكن عند التسخين ستزداد القيمة المطلقة لـ Δ Δ S Δ (-) ويصبح التفاعل تلقائي (يحصل في الطبيعة)، فالحرارة تؤثر في هذه الحالة، حيث أن التسخين يحول التفاعل من لا تلقائي إلى تلقائي.
- (ب) إذا كانت A A من A A من A A المطلقة فإن A A سنكون A وليكون التفاعل تلقائي، والتبريد يقلل من القيمة المطلقة A A A ويصبح التفاعل لا تلقائي.

 $S\Delta \cdot T + H\Delta = G\Delta$

- (-) (+) (-)
- A = 1 إذا كانت A = 1 (-) وA = 1 (الانتقال من اللالِتظام إلى الانتظام) فهناك احتمالين:
- (أ) لِذَا كَانَت A المطلقة > من A فَإِن A مَنكون (–) A فيكون التفاعل تلقائي، ولكن عند التسخين ستزداد قيمة A فتصبح A المقصبح A فتصبح A فتصبح A المقاعل A
- (+) بنا كانت $\Phi \Delta$ المطلقة $\Phi \Delta$ من $\Phi \Delta$ فإن $\Phi \Delta$ ستكون (+) بنا كانت $\Phi \Delta \Delta$ المطلقة $\Phi \Delta \Delta$ فيكون التفاعل لا تلقائي، ولكن عند التبريد ستقل قيمة

فتصبح ΔH قتصبح ΔG (-) ويصبح النفاعل تلقائي يحصل في الطبيعة، فالحرارة تؤثر في هذه الحالة، حيث أن التبريد يحول النفاعل من لا تلقائي (غير تلقائي) الى تفاعل تلقائي.

$$S\Delta \cdot T + H\Delta = G\Delta$$

$$(+) < (-)$$
 $(-)$

$$S\Delta \cdot T + H\Delta = G\Delta$$

سؤال (١):

متى يصبح التفاعل الماص للحرارة تلقائياً؟ وضع ذلك في ضوء علاقة كبس. الجواب:

يصبح التفاعل الماص للحرارة تلقانياً عندما يكون . $S\Delta$ (+) وبشرط أن تكون القيمة المطلقة لـ T. $S\Delta$ A A A A A A

$$S\Delta \cdot T$$
 $H\Delta = G\Delta$

سؤال (٢):

تحول الماء من سائل للى بخار عملية تلقائية، ماذا تتوقع أن تكون إشارة $f G \Delta$ و $f A f \Delta$ لهذا التحول؟ احداد ...

الجواب:

G∆ (⁻) لأن التحول تلقائي، وبما أن التحول من سائل الماء إلى بخار يكون مصحوب بامتصاص حرارة.

 $H\Delta$ (+) كما أن هذا التحول يصاحبه زيادة الانتروبية (التحول من الانتظام إلى اللالنظام عند النبخر).

· (+) S \Delta ::

مثال:

ما مقدار التغير في الطاقة الحرة التفاعل:

 $CaCO_3 \Rightarrow CaO + CO_2$

وذلك عند درجة حرارة ٢٧م مرة وعند درجة حرارة ٢٧م مرة أخرى، ثم بين في أي الحالتين يكون التفاعل تلقائياً وما أهمية هذا الاستنتاج؟ علماً أن التغير في الانتالبية ١٦١ كيلوجول/مول وفي الانتروبية ١٨٨. كيلوجول/مول. مطلقة؟.

الحل:

في درجة حرارة ٢٧م:

T - vv + vvv = ...v

 $\Delta = S \Delta T + (\cdot, \cdot) + (\cdot, \cdot)$ ۱۲۱ – $\Delta = S \Delta T + \Delta = G \Delta$

(+) G Δ لا تلقائي لأن Δ (+).

في درجة حرارة ۲۷۲ م: T - ۹۲۷ + ۹۲۷ - ۲۰۰ أم

أهمية هذا الاستنتاج:

للتعرف على درجة الحرارة التي يجب تثبيتها في الأفران الصناعية عند تحريل CaCo₃ إلى CaC (كلس حي).

الطاقة الحرة القياسية للتكوين GΔt:

هي التغير في الطاقة الحرة القياسية عندما يتكون مول واحد من مركب من عناصره الأولية في الظروف القياسية Δ : هي الغرق بين مجموع الطاقات الحرة التكوين النواتج ومجموع الطاقات الحرة لتكوين المنفاعلات.

نه $G\Delta^i$ المتفاعلات. $G\Delta^i$ المتفاعلات. $G\Delta^i$ المتفاعلات. مثال:

التفاعل النفاعل الغازي الآتي: $N_2O_4 \Rightarrow 2NO_2 \Rightarrow N_2O_4$ إذا علمت أن آن G للتفاعل التفاعل الغازي الأقلى و G الميناً G التفاعل القائي أم لا تلقائي ولماذا؟.

الحل:

ناتج مجموع $G\Delta f$ للنواتج مجموع $G\Delta G$ للمتفاعلات. ΔG ΔG ΔG ΔG

.(-) Δ G التفاعل تلقتني لأن Δ (-). Δ بارة التفاعل القائي الأن Δ (-).

الطاقة الحرة وحالة التوازن:

أ- في التغيرات الفيزيانية:

 $^{\prime}$ - عندما تقترب المجموعة (النظام) من حالة التوازن ستقترب قيمة الطاقة الحرة G إلى حدها الأننى، وعند وصول المجموعة إلى حالة التوازن ستصبح قيمة ΔG = صغر فيكون:

ميلها للتغير في اتجاه معين = ميلها للتغير في الاتجاه المعاكس

فعند توازن سائل مع بخاره في درجة غليانه الاعتيادية فإن:

الحرارة اللازمة لتبخر كمية معينة من السائل = الحرارة المتحررة عند تكثيف نفس الكمية إلى سائل.

۲- عند التعويض عن قيمة ΔG = صفر عند التوازن في علاقة كبس:

منر $S\Delta .T$ $H\Delta = G\Delta$

 $H\Delta - S\Delta . T \Leftarrow S\Delta . T \quad H\Delta =$

 $\frac{\mathbf{H} \Delta}{\mathbf{T}} = \frac{\mathbf{H} \Delta}{\mathbf{T}}$ (يستعمل للأنظمة الفيزيائية المتوازنة).

حيث $\Delta H = a$ حرارة النَبخر بدرجة الغليان الاعتيادية (-aرارة الانصهار والتسامي).

ملاحظة:

T درجة غليان الماء (١٠٠أم أو ٣٧٣) مطلقة، واحفظ درجة انصبهار الجليد (مم أو ٣٧٣مطلقة).

ب- في التغيرات الكيميائية:

۱ - انتفاعل غیر متوازن (←):

مثل cC+dD من ظروف غير قياسية (كأن تكون الضغوط الجزيئية للغازات في التفاعل $G\Delta$ من ظروف غير قياسية (كأن تكون الضغوط الجزيئية للغازات في التفاعل أكثر أو أقل من ضغط جوي واحد مثلاً) إلى Δ في ظروف قياسية أو بالعكس، فهناك علاقة تربط التغير في الطاقة الحرة للتفاعل مع التراكيز والمتغيرات الأخرى والطاقة الحرة القياسية.

 $\frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$ رطانو $7, 7, 7 + \Delta G = G \Delta$

(لا يجوز أن يدعى الكسر ثابت التوازن فهو حاصل التفاعل)

٢ - تفاعل متوازن (⇒):

لذلك تقاس بالجول.

عندما يصل التفاعل أعلاه حالة التوازن:

aA + bB = cC + dD

فان ΔG تصبح صفر وأن حاصل التفاعل سيصبح ك فتصبح العلاقة: G مغر ΔG + ΔG , ΔG , ΔG حيث أن: ك = ثابت التوازن. ΔG + ΔG , ΔG

مثال (١):

احسب الطاقة الحرة القياسية لتفاعل في درجة حرارة ٢٥م إذا علمت أن التفاعل في حالة توازن وأن ثابت التوازن - ٢,٨ × ١٠٠°

الحل:

= - ٣٣٢٢٣,٣ جول مول ' التفاعل تلقائي.

مثال(٢):

 $\Delta G_{\rm f}$ بدرجة $^{\circ}$ بدرجة من وجد أن $^{\circ}$ التفاعل الغازي الآتي: $^{\circ}$ $^{\circ}$ $^{\circ}$ بدرجة $^{\circ}$ بدرجة $^{\circ}$ $^{\circ}$ مول $^{\circ}$ $^{\circ}$

للنواتج مجموع
$$\Delta$$
 $G_{\rm f}$ للنواتج مجموع Δ للمتفاعلات $N_2{\rm O}_4 \rightleftharpoons 2{\rm NO}_2$

91,1027

٠٠٠٤ = - ۲۹۸× ۸,۳× ۲,۳۰۳ لو ك

٠: ك = ٢١٢

مثال (٣):

لتنفاعل الغازي الآتي: $A_2 + B_2 \Rightarrow 2AB$ وجد أن الضغوط الجزيئية

عند التوازن بدرجة $^{\circ}$ م $^{\circ}$ م $^{\circ}$ ر $^{\circ}$ جو لغاز $^{\circ}$ و $^{\circ}$ و $^{\circ}$ جو لغاز $^{\circ}$ و $^{\circ}$ و $^{\circ}$ الغاز $^{\circ}$ احسب مقدار التغیر فی الطاقة الحرة القیاسیة $^{\circ}$ $^{\circ}$.

$$A_{2} + B_{2} \rightleftharpoons 2AB$$

$$, 1 \dots, 1 \qquad 1$$

$$Y_{1} = \frac{Y_{1}}{AB_{1}} = \frac{AB_{1}}{AB_{2}} = \frac{AB_{2}}{AB_{2}} =$$

= - 7,7,7 × 7,4 × APY Le 11 "

1130 110 × 11,1 × 11,1 + 1 = =

= -۱۱۳۹۲,٤٨ جول.

مثال (٤):

للتفاعل الغازي: $2A + B \Rightarrow 2C$ وجد أن قيمة ثابت التوازن بدرجة $^{\, Y}$ م $^{\, Y}$ م المادة $^{\, Y}$ م المادة

الحل:

۲,٣٠٣- = ΔG

- -7.7.7 × 7.7 × AP7 L .1 7

- ۱۱۳۹۲،۶۸۰ جول ۱۱٫۵ (کیلوجول/مول) لـ ۲۳۷ و و ۱۱۰٫۰۰ و کلوجول ۲۰۱۱ و کلوجول ۲۰ و کلوجول ۲۰۱۱ و کلوجول ۲۰۱۱ و کلوجول ۲۰۱۱ و کلوجول ۲۰۱۱ و کلوجول ۲۰ و کلوجول ۲۰

ال التفاعل تلقائي أم لا. $\Delta G'(1)$

مل التفاعل باعث أم ماص. $\Delta H'(Y)$

(") Δ وناقش الناتج.

(٤) ثابت التوازن.

الحل:

تا کے مجموع
$$\Delta G_i$$
 النواتج مجموع ΔG_i المتفاعلات ΔG_i مجموع ΔG_i النواتج ΔG_i المتفاعلات ΔG_i

$$O + 2H_2 = CH_3OH \qquad (Y)$$

النواتج مجموع
$$\Delta H_{\rm f}$$
 للنواتج مجموع $\Delta H_{\rm f}$ للمنفاعلات $\Delta H_{\rm f}$

$$S\Delta \dot{T} + H\Delta \dot{=} G\Delta \dot{(r)}$$

$$S\Delta(YAA) - A.,o- = Yo-$$

. ` A S(-)، .. قلّت الانتروبية (بسبب الانتقال من اللاانتظام بسبب نقصان عدد مولات الناتج بثبوت الحالة الفيزيائية)

المصادر

١- العدر المحسية :

- 1- Durrant, General a. Inorganic Chemistry, London 1964.
- 2- Nevill, General a. Inorganic Chemistry, New York. 1999
- 3- Wood a. Holliday Inorganic Chemistry, London 1976.
- 4- Atkins, P. W.,etal, Chemistry: Principles and Applications, Longman I., New York, 1998.
- Hart, H., Organic Chemistry, A Short Course, 8th. Edition..
- 6- Houghton Mifflin Company (1991).
- 7- Ebbing, D.D., and Wrighton M.S., General Chemistry, 5th. Edition, Houghton Mifflin Company, London, 1996.
- 8- Olmsted, J and Williams, G.M., Chemistry, Mosby, 1994.
- 9- Beady, J.E., General Chemistry; Principles and Structure, 5th. Edition, John Wiley and sons. New York, 1990.

٢- المادر العربية:

- ١-ايراهيم الزامل وآخرون، التفاعلات الكيميائية، الجزء الثاني، تونس،
 ١٩٨٧م .
- ٣-عادل جرار وآخرون، الإنسان والكيمياء، الجزء الخامس، المنظمة
 العربية للثقافة والعلوم، تونس، ١٩٨٨م.
 - ٣-ك.جلادكوف، بنية الذرة، موسكو، ٩٧٣م.
- ٤-د. محمد جعفر الحسناوي، الكيمياء التحليلية، الجزء الأول، وزارة الثقافة
 والإعلام، بغداد، ١٩٩٩م.
- الكيمياء العضوية: الأستاذة محاسن يوسف شرف، الطبعة الأولى. عمان.
 دار المسيرة، ٢٠٠١.
- ٣-مقدمة في الكيمياء الحيوية: د. محمود الشريدة وعرسان المنسي، الطبعة
 الأولى.عمان دار والل، ١٩٩٩م
- ٧-الدكتور فائق حمن الألوسي، الكيمياء العامة، وزارة التربية والتعليم،
 بغداد، ١٩٩٨م.
- ٨-د. زيدون الموسوي ،المدخل إلى علم الكيمياء، وزارة التعليم العالي
 والبحث العلمي، بغداد، ١٩٩٧م.
- ٩-منصور موسى، الكيمياء الفيزيائية والنووية، دار الثقافة والعلوم والبحوث، جامعة الكوفة، ١٩٩٣م.
 - ١ مرتضى جليل، العناصر والجدول الدوري، حلب، ٩٩٠ م.
 - ١١- حسنين عبد المعطى، الكيمياء التحليلية والعضوية، القاهرة، ١٩٩٣م.

الفهرس

الموضوع الصفحة

الفصل الأول

ź	كيمياء النووية - النشاط الإشعاعي والتفاعلات النووية
	لكيمياء النووية
£	لنوية
£	لنظائر
٥	فسير ظهور الأوزان الذرية للعناصر بكسور (أعداد غير صحيحة)
٦	لوفرة الطبيعية النسبية للنظير
	لنويدة
٦	لوزن الذري للعنصر
٧	لماقة الارتباط النووية
٧	لكترون فولت
٨	لنشاط الإشعاعي

النطائر المستعرة
النظائر غير المستقرة
٩ (α) اشعة ألفا (-۱
α (β) اشعة بيتا –۲
٩(γ) أشعة غاما (-۳
التفاعلات النورية
أنواع التفاعلات النووية
المعادلات النووية
التفاعل النووي غير التلقائي
الانحلال الإشعاعي
سرعة الاتحال
الاستقرار للنووي
الانشطار النووي
التفاعل المتسلسل المتشعب
المفاعلات النووية

۲.	استخدامات المفاعلات النووية
۲.	الاندماج النووي
۲۱	طريقة قياس الإشعاع
۲1	كيف يتولد الإشعاع الذري النووي
44	التغيرات التي يصببها الإشعاع
۲۳	الظواهر التي ترافق انفجار القنبلة الذرية
44	الإشعاعات للتي ترافق الانفجار النووي
27	الجرعة الإشعاعية
¥ £	تطبيقات واستخدامات للعناصر المشعة
	الفصل الثاني
۲,۸	التوازن الأيوني
۲,۸	المواد الالكتروليتية
۲۸	المواد غير الالكتروليئية
۲۸	أنواع الالكتروليات
۲٩	الحوامض والقواعد

الحو لمض القوية
القواعد القوية
الأملاح كثيرة الذوبان في الماء
الأملاح شحيحة الذوبان في الماء
الحرامض الضعيفة
القواعد الضعيفة
نظريات تفسير نظرية الحامض والقاعدة
نظرية أرهينيوس للحوامض والقواعد
أوجه القصور في تعريف أرهينيوس
أيون الهيدرونيوم
نظرية برونسند – لوري للحوامض والقواعد
السلوك الامفـــوتيري للماء حسب نظرية برونسند
الحامض المرافق (القرين)
تعيين القرائن
نظرية لويس للحوامض والقواعد 13

اهمية نظرية لويس٣٤
التأين الذاتي للماء
الرقم الهيدروجيني (pH)٧
الاتزان في محاليل الحوامض الضعيفة
الاتزان في محاليل القواعد الضعيفة
التفاعلات بين الحوامض والقواعد
القوى النسبية للحوامض والقواعد
الأملاح
أنواع الأملاح
الصفات العامة للأملاح
الخصائص الحامضية - القاعدية لمحاليل الأملاح (التميه) ٢٠
التحلل المائي للأملاح
الأملاح المائية
التر هر 14
līnus

ماء التبلور	٦ (
الد لاتل ±	7 £
غائدة الدلائل غ	٦ ٤
مقياس الحموضة والقاعدية	, .
الأيون المشترك	٦.٥
تأثير الأيون المشترك	
أهمية الأيون المشترك	۸,
المحلول المنظم "محلول بفر"	* ,,
أنواع محاليل بفر	4.4
خطوات حل أسئلة محاليل بفر	٧.
ثابت حاصل الذوبان	٧٣
التعبير عن ثابت حاصل الذوبان (ك ذ)	٧٣
أسئلة	, &
آجوية	۷٦

الفصل الثالث

الكيمياء العضوية	٧٨
المميزات العامة للمركبات العضوية	٧٩
الأواصر بين ذرات الكربون في المركبات العضوية ٩	٧٩
الأواصر في المركبات العضوية ٩٠	٧٩
أنواع المركبات العضوية	٨٧
الهيدروكربونات المشبعة	۸۳
الإلكانات "	۸۳
السلاسل المستقيمة العادية (ء - الكان)	۸۳
مجموعة الألكيل	۸ ٤
تسمية الألكانات	٤ ۱
تسمية المركبات الألكانية	۱ ٤
قواعد تسمية الألكانات وفقاً لنظام (IUPAC)	0
الخواص الفيزيائية للألكانات	0
الميثان CH ₄	17
خصائص غاز الميثان	۲۱

مصادر غاز الميثان الطبيعية
طرق تحضير الألكانات
تفاعلات الألكانات
احتراق الألكانات
الألكانات الطقية
سمية الألكانات الحلقية
البنترول والغاز الطبيعي
التركيب الكيميائي للنفط الخام
تكرير النفط الخام
بعض مكونات البنرول بعد تكريره واستعمالاتها
الصناعات البتروكيميائية
اليلعرة
الألكينات
الأواصر في الألكينات
تسمية الألكينات

فطوات التسمية
لخصائص الفيزيائية للألكينات
حضير الألكينات
١ – تفاعلات الحنف ٨٩
٢ – تفاعلات الهدرجة
راد الرادي المحتاد ال
فواص غاز الإثنيلينفواص غاز الإثنيلين
ستعمالات غاز الإثيلين
لألكاينات المستعادة المستع
لأواصر في الألكاينات
سمية الألكاينات
لخصائص الفيزيائية للألكاينات
حضر الألكاينات
قاعلات الألكاينات
الإستيلين C ₂ H ₂

خواص غاز الاستيلين
استعمالات غاز الاستيلين
الدابينات
أنواع الدايينات
تسمية الدليينات
طرق تحضير الدابينات
تفاعلات الدابينات
١ – المطاط الطبيعي
٧- المطاط الصناعي
الهيدروكريونات الأروماتية (العطرية)
الأواصر في البنزين
الخصائص الفيزياتية للبنزين
تسمية المركبات الأرومانية
تفاعلات البنزين
١ – الهدرجة

٢- تفاعلات الاحلال الإلكتروفيلي
الهيدروكربونات المعوضة (المشتقات الهالوجينية)
هاليدات الألكيل
تسمية هاليدات الألكيل
تصنيف هاليدات الالكيل
الخواص الفيزيائية لهاليدات الالكيل
الخواص الكيميائية لهاليدات الالكيل
١- تفاعلات الاستبدال (التعويض)
٢- تفاعلات الحنف
٣ – التطل المائي لهاليدات الالكيل
تحضير هاليدات الالكيل
أهمية بعض المشتقات الهالوجينية
الكعولات
أنواع الكحولات
تسمية الكحو لات

اصناف الكحولات أحادية الهيدروكسيل
الجناس في الكحو لات
الخواص الفيزيانية للكحولات
الخواص الكيميانية للكحولات
التمييز بين الكحولات الأولية والثانوية والثالثية
الكحول الاثيلي C ₂ H ₅ OH
تحضير الكحول الاثبلي صناعياً
استعمالات الكحول الاثيلي
الكحول المعطل (السبيرتو)
الإيثرات
الصيغة العامة
تسمية الإيثرات
الخواص الفيزيائية للإيثرات
الخواص الكيميائية للإيثرات
تحضير الأيثرات

الالديهايدات والكيتونات
المجموعة العاملة والفعالة
الألديهايد ١٢٧
الكيتون
الصيغة العامة للالديهايد
الصيغة العامة للكيتون
تسمية الالديهايد
تسمية الكيتونات
الخصائص الفيزيائية للألديهايدات والكيتونات
التفاعلية الكيميائية
تعضير الالدپهايدات والكيتونات
الحوامض العضوية أحادية الكاريوكسيل
المجموعة العاملة والفعالة
الخواص الفيزيائية للحوامض
الخواص الكيميائية للحوامض

تحضير الحوامض الكاربوكسيلية	٣٦
حامض الخليك CH ₃ COOH	٣٧,
الخل	٣٨
مشتقات الدوامض الكاربوكسيلية	٣٩
الاسترات	74
تسمية الاسترات	79
الخواص الفيزيائية للأسترات	٤٠
الخواص الكيميائية للاسترات	٤٠
تحضير الاستراث	٤١
الأمينات ٣	٤٣
تقسيم الأمينات	٤٣
تسمية الأمينات	££
الخواص الفيزيائية للأمينات	££
الخواص الكيميائية للأمينات	£ 0
تحضير الأمينات	£ 0

147.	اسئلة
164.	أجوبة
	الفصل الرابع
107.	المهمور الدخاعية
۱٥¥.	الذهب
۱۵۳	الأوكسجين
106	تحضير غاز الأوكسجين (صناعياً)
۱٥٤	تحضير غاز الأوكسجين في المختبر
100.,	العامل المساعد
00	خولص الأوكسجين
00	الأوكسيد
٠. ٢٥١	التأكميد
٠, ٢٥,	أنواع الأكاسيد
۰. ۲۰	الأوزون O ₃
۰۷	الهيدروجين

تحضير غاز الهيدروجين مختبرياً
خواص غاز الهيدروجين (الخواص العامة)
الهدرجة
الاختزال
المادة المختزلة
الماء H ₂ O
عملية التحليل الكهرباتي للماء ١٥٩
الأصرة الهيدروجينية
الماء العمير
١٦٠ للعسرة للموقتة
۲ – العسرة الدائمية
مضار الماء العسر
النينزوجين
تكافؤ النيتروجين
خولص غاز النيتروجين (الغيزيائية)

ىلز الامونيا NH ₃
حضير غاز الأمونيا (صناعياً)
بواص غاز الأمونيا (الفيزيائية)
اء الأمونيا
كشف عن غاز الأمونيا
جربة النافورة
عامض النثريك HNO ₃
خضيره في المختبر
غواصه الفيزيانية
فواصه الكيميانية
ستعمالات حامض النتريك
لماء الملكي
الكشف عن حامض النتريك
لنتر ات
استعمالات النترات

خواص النترات	۱۲۸
الكاور	۸۲۱
استعمالات الكلور	۸۶
تحضير غاز الكلور صناعياً	111
تحضير غاز الكلور في المختبر	14
خواص غاز الكلور (الفيزيانية)	1 7 9
الخواص الكيميائية لمغاز الكلور	٧,
القصر والتعقيم بالكلور	٧.
المسحوق القاصر	٧١
الكلوريدات	∀1
الكشف عن الكاوريدات	۲۷
غاز كلوريد الهيدروجين HCl	٧٢
تعضير الغاز في المختبر٢٧	٧٢
الخواص الفيزيائية لغاز HCl	7.7
الخواص الكيميائية	V 9*

الكشف عن غاز كلوريد الهيدروجين
الصوديوم
مركبات الصوديوم
أولاً-كلوريد الصوديوم NaCl
ذوبان كلوريد الصوديوم (ملح الطعام)في الماء
استخراج (استخلاص)كلوريد الصوديوم التجاري ١٧٥
استخلاص كلوريد الصوديوم النقي
خواص ملح كلوريد الصوديوم
التحلل الكهربائي للمحلول المائي لكلوريد الصوديوم ٧٦
ئاتياً– ھيدروكسيد الصوديوم NaOH
ضعيف التأين٧٧
خواص هيدروكسيد الصوديوم
ثلثاً كربونك لصوديوم وNa _z CO وكربونك لصوديوم لهيدروجينية NaHCO ٧٩
تعضير أو (صناعة)كربونك الصوديوم وكربونك الصوديوم الهيدروجينية ٧٩
طريقة صولفي

الكالسيوم
مركبات الكالسيوم
۱ – أوكسيد الكالسيوم CaO
۲- کارپونات الکالسیوم CaCO ₃
۰۳ ــــــــــــــــــــــــــــــــــــ
4- كبريتات الكالسيوم CaSO ₄
ه- فوسفات الكالسيوم (Ca3(PO ₄)
۸ t
۸ £ كلوريد الكالسيوم CaCl ₂
تصنيع الأسمنت
الكبريت وبعض مركباته
استخراجه (طريقة فراش)
صور الكبريث
تحضير الكبريت المعيني مختبرياً
تحضير الكبريت المنشوري مختبرياً

تحضير الكبريت المطاط في المختبر
تأثير التسخين التدريجي على الكبريت
استعمالات الكبريت
بعض مركبات الكبريت
۱- غاز ندائي أوكسيد الكبريت SO ₂
استعمالات غاز SO ₂
ا ا کمامل قصر SO_2 عاز SO_2 عامل قصر الکلور عائد ومساوئ غاز SO_2
۱۰ غاز كبريتيد الهيدروجين H_2S
تحضير غاز كبريتيد الهيدروجين مختبرياً
سلوك غاز كبريتيد الهيدروجين
الكشف عن غاز كبريتيد الهيدروجين
۳ - حامض الكبريتيك H ₂ SO ₄
تحضير حامض الكبريتيك صناعياً بطريقة التلامس ٩٣
سلوك حامض الكبريتيك المركز
استعمالات لحامض الكبريتيك

الكبريتات ²⁻ SO4
اكشف عن أيون الكبريتات ²⁻ SO4
نحضير الكبريتات
أنواع الكبريتات
لفسفور وبعض مركباته
حضير الفسفور صناعياً
أنواع الفسفور
أ– الفسفور الأبية ن
پ-الفسفور الأحمر
مكونات رأس عود الكبريت
كوفية اشتعال العود
الأسمدة الفوسفاتية
أهميتها للنباتات السنبلية
تحضير سماد السوير فوسفات الاعتيادي
الحديد وبعض مركباته

العلاقة بين حالتي التأكسد للحديد
الصدأ
الوقاية من صدأ الحديد
استخلاص الحديد (طريقة الغرن النفاخ)
الخبث
أنواع الحديد
استعمالات حديد الصب
صناعة الفرلاذ
أكاسيد الحديد
الحديد المغلون
السياتك . ٦٠
الملاغم
الكشف عن أيون الحديد Fe ⁺²
الكشف عن أيون الحديد Fe ⁺³
الألمنيوم ويعض مركباته

تفاعلات الالمنيوم
طريقة استخلاص الألمنيوم
الكشف عن أيون الألمنيوم AI ⁺³
استعمالات الألمنيوم
سباتك الألمنيوم
مركبات الألمنيوم
الشب KAl(SO ₄) ₂ -12H ₂ O الشب
استعمالات الشب
الكربون وبعض مركباته
صور الكريون
شكل جديد للكربون
الفرق بين الماس والكرافيت
أهم استعمالات الماس
استعمالات الكرافيت
كيف يتكون الماس في الطبيعة؟

نفاعلات الكربون
ثنائي كبريتيد الكربون
كاسيد الكربون
تحضير غاز أحادي أوكسيد الكربون مختبرياً
حضير غاز ثنائي أوكسيد الكربون مختيرياً
تحضير غاز CO2 صناعياً
الكشف عن غاز نثائي أوكسيد الكريون
استعمالات غاز نثائي أوكمىيد الكربون
الثلج الجاف
مركبات الكربون اللاعضوية
استعمالات أوكسيد الكالسيوم
السليكون وبعض مركباته
طريقة استخلاص السليكون
استعمال السليكون
مركبات السليكون

المىلىكات	Y £
تعضير المليكات	۲ ٤
ماء الزجاج	Y £
صناعة الزجاج	40
تعضير عجينة الزجاج٥٢	40
أنواع الزجاج ٥٧	Y 0
بعض الصناعات الكيميائية	47
صناعة السكر	۲٦
الخطوات المتبعة لتصنيع السكر	۲٦
صناعة الفخار	۲۷
النر اب	
تصنيع الفخار	۲۷
صناعة الورق	۲۷
مراحل تصنيع الورق	۲۸
صناعة الحرير الصناعي (الرايون)	۲۸

الطريقة اللزجة لصناعة الحرير الصناعي (الرايون)				
صناعة الصابون				
مراحل تصنيع الصابون				
استلة				
أجربة				
الفصل الخامس				
الكيمياء الحياتية				
التركيب الكيميائي للكائنات الحية				
أو لأ- الجزئيات غير العضوية				
تَانياً الجزئيات العضوية				
الكربو هيدرات				
أهمية الكربو هيدرات				
الأصل الكيميائي للكربو هيدرات				
أشكال الكربوهيدات				
74 9				

١- السكريات الاحادية
٢- السكريات قليلة التسكر
ثانياً- السكريات (الكربوهيدرات) عديدة التسكر
سمية السكريات الأحادية
لتماكب
لفعالية الضوئية
لبناء الكيميائي لسكر الجلوكوز
البغاء المفتوح لسكر الكلوكوز
البناء الحلقي لسكر الكلوكوز
تفاعلات السكريات الأحادية البسيطة (تفاعلات الكلوكوز)
خترال السكريات الأحادية
تأكمد السكريات الأحادية (الكلوكوز)
الثير الأحماض على السكريات الأحادية (الكلوكوز) ٥٠
تأثير القواعد على السكريات الأحادية (الكاوكوز) ٢٦
تفاعل السكريات الأحادية مع الفينيل هيدرازين (الكلوكوز)

تفاعل السكريات الأحادية مع الكحولات – تكوين الكلايكوزيدات ٢٦٢
التغمر
السكريات الثنانية
السكروز (سكر القصب)
سكر اللبن (اللاكتوز)
سكر العالقوز (أو الشعير)
السكريات المتعددة
النشا
أ- الأمايلوز
ب- الأمايلوبكتين
الكلايكوجين
السليلوز
الليبيدات (الدهون)
وظائف اللبيدات
تصنيف اللبيدات

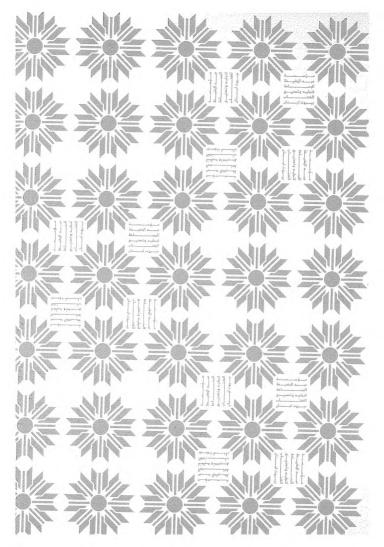
١ – اللبيدات البسيطة
٣- اللبيدات المركبة
٣- اللبيدات المشتقة
لأحماض الدهنية
صنيف الأحماض الدهنية
للاً - الأحماض الدهنية المشبعة
اتياً - الأحماض الدهنية غير المشبعة
'- أحماض دهنية غير مشبعة تحتوي على رابطة مزدوجة واحدة
١ – الأحماض الدهنية غير المشبعة تحتوي على رابطتين مزدوجتين ٢٧٥
ا– لُحماض دهنية غير مشبعة يحتوي الجزئ منها على ثلاثة روابط مزدوجة ٢٧٦
ا – أحملت دهنية غير مشبعة يحتوي الجزئ منها على أربعة روابط مزدوجة ٢٧٦
 أحماض دهنية غير مشبعة عديدة الروابط المزدوجة
الثأ– البروستاغلاندين
إبعًا– الأحماض الدهنية الهيدروكسيلية
فامساً - الأحماض الدهنية الحلقية

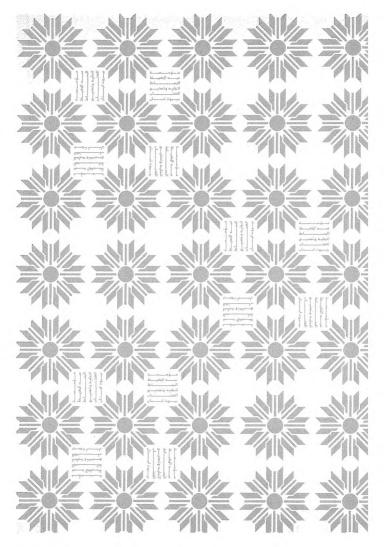
444	تسمية الأحماض الدهنية
4 4 4	أ- التسمية بالنظام الشائع
۲۸.	ب- التسمية طبقاً لنظام الايوباك
Y A Y	خواص الأحماض الدهنية
444	التشاكل الهندسي
44.	الأحماض للدهنية الأساسية (الضرورية)
444	الدهون والزيوت والشحوم
496	التركيب الكيميائي والتسمية
144	التركيب البنائي للكليسريدات الثلاثية
144	أ- نظرية التوزيع العادل
117	ب- نظررية التوزيع العشوائي
14.4	ج- نظرية التوزيع العشوائي المقيدة
44	التكوين الحامضي للدهون المتعادلة
•••	مكونات المواد الدهنية
٠.,	١ – اللبيدات

۲ – السترولات
٣- المكونات الصغرى
خواص اللبيدات المتعادلة
السترويدات
البررتينات
الأحماض الأمينية
الصيغة العامة للحامض الأميني
تصنيف الأحماض الأمينية
خواص الأحماض الأمينية
الببتيدات
خواص البيئيدات
تصنيف للبرونينات
أولاً البرونينات البسيطة
ثاتياً– البرونينات المركبة
ثَالثًا – البروتينات المشتقة

الخواص العامة للبروتينات				
مستويات التركيب في البروتينات				
الأحماض النووية				
أنواع الأحماض النووية				
الإنزيمات				
تثبيط عمل الإنزيم				
القصل السادس				
الكيمياء الحرارية				
علم الثرموداينمك				
الكيمياء الحرارية				
الانثالبي (الانثالبية H)				
التغير في الانثالبية (H A)				
أنواع التفاعلات من حيث تغير الطاقة				
المجموعة				
נוג וובווג				

٣٣٧	أنواع التغير الانثالبي (H Δ)
	طرق قياس حرارة التفاعل
70 £	الانتزوبي "الانتروبية S"
***	القوة المسيرة للنفاعلات الكيميائية
79 7	معادلة كيس
707	حالات التعرف على تلقائية التفاعل أو عدم تلقائيته
	الطاقة الحرة القياسية المتكوين GAF
۲٦.	الطاقة الحرة وحالة القوازن
	المادرا
*17	الفهرسالفهرس









الأردن الميمات: تلفاكس ١٤٢٤/٤٤ - تلفون: ١٢٣٣٠٥ الإدارة: تلفون: ٥٦٥٨/٥٢ - ماكس: ٥٢٥٨/٥٤ الأردن - عمّان - ص. ب: ١٤١٧٨١

فلسطين الخليل: شارع عين سارة - تلفاكس: ٥-٩٧٠/٢٢١٥٧٠٠